جيروم س. ماير

العناصر الكيماوية

ترجمة

د.أنور عبدالواحد

الكتاب:العناصر الكيماوية

الكاتب:جيروم س. ماير

ترجمة: د.أنور عبدالواحد

الطبعة: ٢٠٢١

الناشر: وكالة الصحافة العربية (ناشرون)

٥ ش عبد المنعم سالم – الوحدة العربية – مدكور- الهرم – الجيزة

جمهورية مصر العربية

هاتف : ٣٥٨٢٥٢٩٣ _ ٣٥٨٦٧٥٧٦ _ ٣٥٨٦٧٥٧٥

فاكس : ٣٥٨٧٨٣٧٣

APA

http://www. bookapa.com **E-mail: info@bookapa.com**

دار الكتب المصرية

فهرسة إثناء النشر

س. ماير، جيروم

العناصر الكيماوية/ جيروم س. ماير, ترجمة : د.أنور عبدالواحد

– الجيزة – وكالة الصحافة العربية.

٢٣٣ ص، ١٨ *٢١ سم.

الترقيم الدولى: ١ – ٠٣٢ – ٩٩١ – ٩٧٧– ٩٧٨

أ – العنوان رقم الإيداع : ٢٠٨٣١ / ٢٠٢٠

العناصر الكيماوية

وكالة الصحافة العربية
«ناشرون»

الفصل الأول

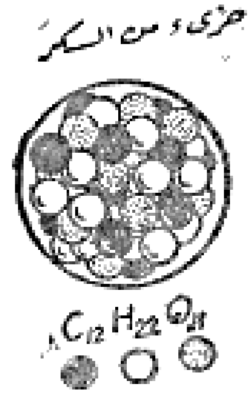
نظرة شاملة على بنية الذرات وخواصها

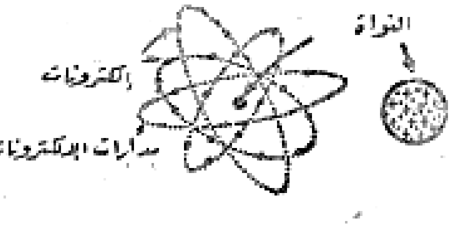
الذرة هي أصغر جزء من أي عنصر يمكن أن يوجد منفردا أو متحدا مع جسيمات أخرى. وعلى ذلك فإن جميع الذرات عناصر. ولا يمكن أن يكون لدينا ذرة من الماء، أو ذرة من الخشب أو ذرة من الحجر. فهذه ليست عناصر، بل هي مركبات. وأصغر جسيم من مركب ما، هو الجزئ. والذرات هي أصغر جسيمات العناصر، في حين أن الجزيئات، التي تتكون من ذرتين أو أكثر، هي أصغر جسيمات المركبات.

ويوجد أكثر من مائة عنصرا طبيعيا. وتبعا لذلك يوجد أكثر من مائة ذرة طبيعية. والذرات هي جسيمات المادة التي تجعل المادة على ما هي عليه. والسبب في أن الخشب يختلف اختلافا تاما عن الحجر هو أن جزئ الخشب يحتوي على ذرات تختلف عن ذرات جزئ الحجر. والسبب في أن الزجاج هش في حين يتمط المطاط ثم يرتد، هو اختلاف أنواع الذرات الموجودة في جزيئات الزجاج عنها في المطاط. وهي مختلفة كذلك في جميع المركبات الأخرى. وعلى ذلك فإن الذرات المختلفة والترتيب المختلف للذرات داخل جزيئات المادة هي التي تصنع ملايين المركبات المختلفة – أي الأشياء التي نراها ونلمسها ونأكلها في كل يوم.

من الطبيعي إذن أن نفترض أن الذرات هي الوحدات الأساسية

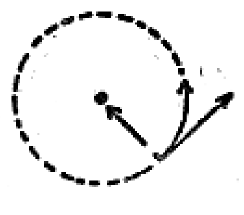
والأولية لجميع المواد الموجودة في الكون، ومن ستين عاما كانت تسمى كذلك فعلا. فلقد كان يشار إليها على أنها " لبنات المادة ". وكان المظنون أنها غير قابلة للانشطار. ولكن إذا كانت الذرة لا تنقسم، فلماذا إذن تختلف العناصر بعضها عن بعض هذا الاختلاف الكبير ؟ لماذا يختلف الذهب عن الأكسجين، والبلاتين عن الكلور ؟ لماذا نجد أن الرصاص ثميل والهيدروجين خفيف ؟ وإذا كانت الذرات جميعها واحدة، فمن المؤكد أن لعناصر يجب أن تكون واحدة، ولكننا نعلم يقينا أنها ليست كذلك.





ويمكننا أن نقول إن كل ذرة تتكون من شحنات كهربية موجبة، ومن شحنات كهربية سالبة، وفي معظم الحالات كذلك من جسيمات متعادلة. ويطلق على الشحنات الموجبة للكهرباء (+) اسم البروتونات، وعلى الشحنات السالبة للكهرباء (–) اسم الإلكترونات، وعلى الجسيمات المتعادلة التي لا تحمل أية شحنة كهربية اسم النيوترونات. ولا توجد البروتونات والنيوترونات إلا في داخل القلب المركزي للذرة الذي يعرف باسم النواة. وتدور الإلكترونات حول النواة.

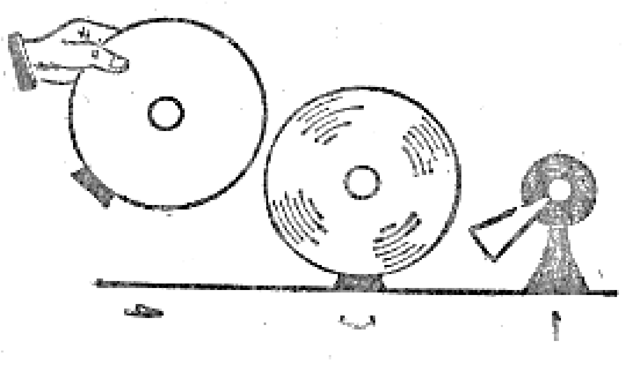
ولفهم السبب في أن الإلكترونات تدور حول النواة، فلندخل في اعتبارنا نظامنا الشمسي. فهناك قوتان عظيمتان تتحكمان في حركة الكواكب : بعيدا إحداهما (القوة الطاردة المركزية) تنتج في الكوكب ميلا إلى الانقذاف عن مركز دورانها، والثانية (الجاذبية) تنتج ميلا إلى الانجذاب نحو الشمس. وهاتان القوتان تؤثران معا، وعلى ذلك تأخذ الكواكب " المسار الأوسط " وهو وسط تقريبا بين الانقذاف على خط تماسي وبين الهبوط إلى الشمس. وكما يبين الرسم التخطيطي تنتج عن ذلك حركة متواصلة، دائرية تقريبا، حول الشمس المركزية. وكلما اقتربت مدارات الكوكب



من الشمس ازدادات سرعة تحركه حولها. " وعطارد "، وهو أقرب الكواكب إلى الشمس، يستغرق ٨٨ يوما فقط ليستكمل سنة واحدة من سنواته، في حين تستغرق كل سنة من سنوات " المشترى " وهو كوكب بعيد، أكثر من ٤٠٠٠ يوم.

وبنفس الكيفية العامة التي تدور بها الكواكب حول الشمس، تدور الإلكترونات حول نواة الذرة، ولأنها قريبة جدا من النواة فإن سرعاتها بالغة بدرجة مذهلة. ولقد حسب أن الإلكترون الواحد في ذرة الهيدروجين يدور $١٠^{١٥}$ دورة حول النواة في كل ثانية. وإذا عبرنا عن هذا العدد بالأرقام فإنه يبدو هكذا : ١,٠٠٠,٠٠٠,٠٠٠,٠٠٠,٠٠٠

ولا يكاد يكون لهذه السرعة معنى لأنها تفوق تصور العقل. ويكفي لجميع الأغراض العملية أن نقول بأن الإلكترونات تشغل في الواقع عدة حيزات مختلفة في نفس الوقت ! ولتكوين فكرة تقريبية فلنتصور محركا كهربيا نصل واحد كما هو مبين في الرسم.

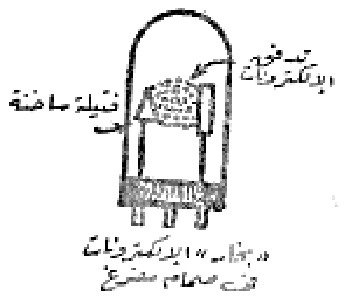


افترض أن هذا النصل يدور ألف دورة في الثانية، إنه سيبدو عندئذ وكأنه ثابت، وكل ما ستراه هو مجرد قرص رقيق شفاف (ب)، ولكنك لن تستطيع الإمساك به. والآن هل يمكنك أن تتصور ما سيكون عليه شكله إذا كان يدور ١٠٠٠ مرة أسرع من ذلك، أي بسرعة مليون دورة في الثانية ؟ قد يشبه عندئذ قرصا من الزجاج، ولكن من المشكوك فيه أن تستيطع تناوله. ثم اضرب سرعة المليون دورة في الثانية هذه في ألف مليون، وعندئذ ستكون فكرة طفيفة عن سرعة الإلكترون حول النواة. وعند هذه السرعة الدورانية يمكن التقاط " القرص الشفاف " وتداوله وكأنه قطعة صلبة من الزجاج (جـ). ويدور الإلكترون بسرعة مذهلة بحيث إنه لا يكاد يبدأ في الدوران حتى يعود إلى حيث بدأ، ورغم أنه مجرد نقطة تدور في دائرة أو قطع ناقص، فإنه يكون حلقة محددة – حلقة أو غلافا حقيقيا لشحنة سالبة واحدة. وفي الذرات الأكثر تعقيدا تصنع الإلكترونات العديدة حلقات حقيقية حول النواة، وذلك كما لو دارت أربعة نصال لامعة جديدة بسرعة ١,٠٠٠,٠٠٠,٠٠٠,٠٠٠,٠٠٠ دورة في الثانية فتتحول إلى قطعة صلبة مقعرة من المعدن تشبه مرآة الحلاقة.

وعند تسخين جسم صلب تستثار جزيئاته استثارة عظيمة، وبالتالي تقل قوة التجاذب بينها. وإذا زيدت الحرارة فإن الجزيئات تحاول التباعد بعضها عن بعض بحيث يحدث في الواقع تمدد في الجسم الصلب. وبزيادة الحرارة أكثر من ذلك تبدأ الجزيئات في الانقذاف والتصادم والتدحرج بعضها فوق بعض، ويبدأ الجسم الصلب في الانصهار. ومع ازدياد الحرارة

فإن جزيئات السائل المنصهر تكسر قيودها التجاذبية وتتصاعد على هيئة بخار. والمثال المألوف لنا عن ذلك يمكن مشاهدته في الثلج. فعندما ينصهر الثلج يتحول إلى سائل هو الماء. وعندما يغلي الماء يتحول إلى بخار.





كذلك الأمر بالنسبة للالكترونات، فبكيفية مماثلة إلى حد ما تبدأ الإلكترونات الموجودة في ذرات أية مادة، عند استثارتها بالحرارة، في التحرك في المدارات الخارجية، وبالتالي فإنها تكون أقل انجذابا إلى النواة. ومع تسليط حرارة عظيمة تترك هذه الإلكترونات الذرة وتنساب خلال الحيز الموجود حولها. وأفضل مثال لذلك هو صمام التفريغ المألوف. وعندما تترك الإلكترونات الذرة يقال إن هذه الذرة قد تأينت، وبعد التأين الكامل تظل النواة وحدها. ومع الحرارة الهائلة (عدة ملايين من الدرجات المئوية)، تبدأ النواة ذاتها في الانشطار ونحصل على تفاعل نووي حراري.

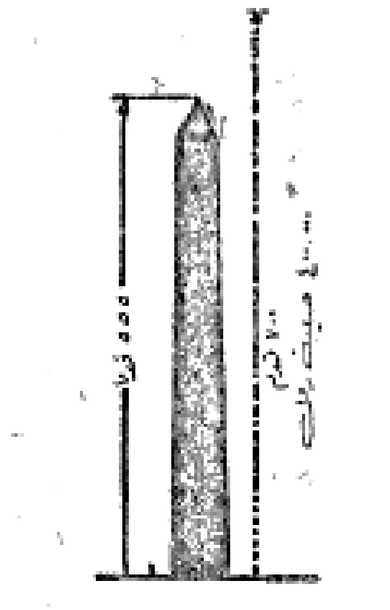
والجسيمات المتعادلة، أي النيوترونات الموجودة داخل النواة مع البروتونات تضيف وزنا فحسب إلى الذرة، وهي مع (الميزونات) والجسيمات الأخرى تحفظ البروتونات من التنافر بعضها من بعض، ومن

تفجير الذرة. والنيوترونات هي تجميعات من الإلكترونات والبروتونات بحيث يعادل الواحد منها الآخر. ولم يفهم بعد فعلها داخل النواة فهما تاما، رغم وجود عدة نظريات عنها. وكتلة النيوترون أزيد بقدر طفيف من كتلة البروتون، وهما يكونان معا كتلة الذرة بأكملها. وكتلة الإلكترون ١/١٨٤٠ من كتلة البروتون. وهي من الضآلة بحيث يمكن اعتبارها صفرا، فهي ٩,١ * ١٠$^{-٢٨}$ من الجرام، ويعني هذا أنه يلزم من ٣٢,٩٧٠,٠٠٠,٠٠٠,٠٠٠,٠٠٠,٠٠٠,٠٠٠,٠٠٠,٠٠٠ الإلكترونات لتزن أوقية واحدة، ولا يوجد مثل هذا العدد من قطرات الماء في محيطات الكرة الأرضية إذا جمعناها معا. والبروتون والنيوترون " أثقل " كثيرا من الإلكترون لأنه لا يلزم منهما للحصول على وزن أوقية سوى ١,٧٩٣,١٠٠,٠٠٠,٠٠٠,٠٠٠,٠٠٠,٠٠٠,٠٠٠.

وفي يوم ١٤ من سبتمبر عام ١٩٥٦ أعلن علماء الفيزيقا في جامعة كاليفورنيا عن اكتشاف الأنتينيوترون. والأنتينيوترون جسم نادرا جدا يعتقد هؤلاء العلماء أنه يحطم النيوترون وينتج طاقة أعظم بكثير من طاقة القنبلة الهيدروجينية وهذا الجسيم المذهل لا يستمر سوى عشرة من مليون من الثانية قبل أن يصطدم بنيوترون عادي مولدا قدرا عظيما من الطاقة. ويعتقد علماء الفيزيقا أن هذه الجسيمات توجد في الأشعة الكونية، ولكن وجودها نادر للغاية.

ونواة الذرة، وهي هذه البقعة المتناهية الضآلة التي لا يزيد حجمها على واحد من المليون من الذرة ذاتها، غابة كثيفة من الجسيمات كانت

تحير الفيزيقيين النوويين خلال الثلاثين عاما الماضية. وهي الأساس الأول لكل مادة في جميع أنحاء الكون، كما أنها معقدة إلى حد كبير. وكلنا يعرف أن الطاقة الهائلة التي تنطوي عليها الذرة تتمركز في نواتها. والسؤال الذي يتبادر إلى الذهن هو : من أين يأتي هذا القدر الهائل المخزون من الطاقة ؟ ولقد كان الاعتقاد السائد فيما مضى هو أن النيوترونات المختلطة مع البروتونات كانت تعمل بمثابة نوع من (الغراء) الذري فتحفظ البروتونات من التنافر بعضها من بعض. ولقد عدلت هذه النظرية بالبحوث الواسعة النطاق التي أجريت خلال الأعوام العشرين الماضية.



ويبدو الآن أن الطاقة المخزونة في الذرة ترجع إلى حد كبير إلى أكثر من ثلاثين مكونا توجد داخل نواتها. وبالإضافة إلى البروتون والنيوترون

والانتينيوترون نجد جسميا موجب الشحنة يسمى " البوزيترون " هو الجسم المضاد للالكترون، ونجد كذلك قوى تربط معا البروتونات والنيوترونات، هي التي تسمى الميزونات، بدرجات متفاوتة، إذ توجد ميزونات (باي) التي تعرف باسم البايونات وميزونات (ميو) التي تعرف باسم الميونات وميزونات أخرى عديدة تنحل لحظيا تقريبا فتنتج أشعة بيتا وجاما التي تنبعث من العناصر المشعة. والميونات الموجبة تنحل إلى بوزيترونات، وهو نوع من النيوترينو، وتنحل الميونات السالبة إلى إلكترونات، وهي نوع من الانتينيوترينو. ويحدث كل هذا خلال بضعة أجزاء من مليون من الثانية، وتؤدي وظيفة محددة داخل كل ذرة من الذرات. وأكثر الجسيمات لفتا للنظر هي النيوترينو الذي ظل يراوغ الفيزيقيين النوويين لمدة ثلاثين عاما.

وفي نهاية شهر يونيو عام ١٩٦٢ توجت تجربة هامة في تاريخ العلم بابتكار علماء الفيزياء في جامعتي كولومبيا وبروكها فن لجهاز السينكروترون لتحطيم الذرة تحت جهد قدره ٣٣ بليون فولت، وأمكن بهذا الجهاز تقسيم نواة الذرة، وبذلك تم أحد الاكتشافات الهامة والفذة في تاريخ البحث النووي.

توجد عدة قوى داخل النواة، وأشدها جميعا هي القوة الرابطة لجميع جسيماتها التي تحفظ النواه والذرة مستقرتين، ولكن بمجرد دخول طاقة خارجية عالية إلى النواة فإن هذه القوة الرابطة تنقسم وتتحول جزئيا إلى طاقة، وجزئيا إلى بايونات لا تستمر سوى أجزاء قليلة من مليون من الثانية، ثم تنحل إلى هيئة من هيئات النيوترينو. كذلك أوضحت تجربة

بروكهافن السبب في أن الميونات أكبر كتلة من الإلكترونات بمقدار ٢٠٧ مرات، رغم أنها تطابق الإلكترونات فيما عدا ذلك. وبالإضافة إلى أن هذه التجربة زودتنا بمعلومات جديدة وقيمة فإنها أنتجت في الواقع هذا النيوترينو الغامض المراوغ ومكنت من دراسته لأول مرة. ولقد أمكن التنبؤ بالنيوترينو من حوالي ثلاثين عاما، ولكن لم يكن من الممكن الكشف عنه لعدم توافر القدرة التي تستطيع تحطيم الذرة. واستغرقت هذه التجربة الجديدة ٨٠٠ ساعة وأثبتت أن النيوترينو جسيم متناهي الضآلة بحيث يكاد يكون (لا شئ)، وأنه ليس له كتلة، ولا شحنة كهربية. وليس لسميه النيوترون شحنة ولكن له كتلة محددة. ورغم أن النيوترينو قريب من (اللا شئ) إلا أن في إمكانه أن يمر خلال جميع أشكال المادة كما لو لم يكن له وجود. وأثبت علماء كولومبيا وبروكها فن بالحساب أن في إمكان النيوترينو أن يمر خلال مائة تريليون ميل من الرصاص دون أن يتوقف. ومن المعتقد أن جزءا كبيرا من الطاقة الموجودة في الذرة يرجع إلى إنتاج النيوترينو. كذلك توضح تجربة بروكهافن في يونيو ١٩٦٢ أن النيوترينو يصاحبه الانتينيوترينو، المضاد له، مما يتمشى مع نظرية المادة والمادة المضادة التي نال عنها الدكتوران داولي (Dao Lee) وشن ننج يانج (chen Ning Yang) جائزة نوبل في عام ١٩٥٧. ولا تزال الكيفية التي يقوم بها هذان الزوجان بوظيفتيهما في حاجة إلى استقصاء وإيضاح. ولكن يسود الاعتقاد بأن وجودها سيؤدي في النهاية إلى إثبات أن الذرة أكثر تمشيا مع الميكانيكا النيوتنية.

ومن المستحيل بالطبع تناول هذه الجسيمات الذرية بالشرح المفصل،

أولا لأن الموضوع لا يزال جديدا، وثانيا لأن دراسته بالتفصيل تستلزم معرفة فنية بالفيزياء النووية، مما يضيق عنه نطاق هذا الكتاب.

ولنعد الآن إلى تعريف الذرة بأنها أصغر جزء في أي عنصر. ما الذي تعنيه (أصغر) هذه ؟ إذا أمكن رص حبيبات من الرمل بعضها فوق بعض فإن ٤٠٠,٠٠٠ ذرة بعضها فوق بعض فإنها لا تكاد تساوي سمك ورقة من أوراق هذا الكتاب. ويمكن أن نعبر عن ذلك بطريقة أخرى فنقول إن نسبة قطر ذرة الهيدروجين، وهي أصغر الذرات إلى البوصة تساوي نسبة هذه البوصة إلى ٣٩٩٠ ميلا. قطرها ١/٢٥٤,٠٠٠,٠٠٠ من البوصة. ويطلق على هذا المقياس اسم وحدة الأنجستروم.

وتعتبر الذرات بصفة عامة كرية الشكل تقريبا، وحيث إن حجم الكرات يحدده مكعب أقطارها، فيمكنك أن تتصور مدى ضآلة الذرة. ويوجد أكثر من مليون ذرة كربون في الحبر المستعمل في طباعة حرف واحد من حروف هذه الصفحة. ونسبة الذرة إلى التفاحة تساوي نسبة التفاحة إلى الكرة الأرضية، ورغم هذا فإن الذرة تكاد تكون عالما فسيحا من الفراغ. وإذ تصورنا مثلا تكبير ذرة من الفلور إلى أبعاد النظام الشمسي، النظام الشمسي، فإن نواتها تكون في حجم الشمس تقريبا وتتناظر إلكتروناتها التسعة مع الكواكب التسعة. ونسبة مقدار الفراغ في ذرة الفلور إلى إلكتروناتها ونواتها كنسبة مقدار الفراغ في النظام الشمسي. إلى الكواكب التسعة والشمس. ومع هذه الضآلة المتناهية للذرة فإنها أكبر حجما من نواتها تريليون مرة.

وحجم النواة بالنسبة إلى الحيز الموجود داخل الذرة يكاد يساوي حجم حبيبة من الرمل إلى غرفة طولها عشر أقدام، وعرضها عشر أقدام، وارتفاعها عشر أقدام. وتتركز كتلة الذرة بأكملها في هذه الهنة التي يبلغ حجمها واحدا من تريليون من حجم الذرة ذاتها. وهذا من حسن حظنا جميعا. فإذا لم تكن الذرة حيزا فارغا تقريبا، وكانت ممتلئة بالبروتونات والنيوترونات، فإن دلوا كبيرة من الماء تبلغ من الوزن عندئذ ما يزنه أضخم جسور " كباري " العالم، وتزن كرة الجولف ما يزنه " لورى " حمولته طنان.

وإليك حقيقة مشوقة للغاية. فرغم أن الذرة حيز فارغ تقريبا إلا أنه لا يمكن لأية ذرة أخرى أن تتغلغل فيها. ويتحدد حجم الذرة بمدارات إلكتروناتها الخارجية، وهي بدورانها حول النواة بليون مليون مرة في كل ثانية تكون أغلفة كهربية محددة، أو كرات " ذات نفوذ " لا تستطيع أية ذرة أخرى أو جسيم أكبر منها أن يتغلغل فيها. ولهذا السبب، فرغم حشد بلايين بلايين الذرات في أي جسم صلب، لا يمكن لأية ذرة أن تنحشر في أية ذرة أخرى، ويظل هذا الجسم الصلب، سواء أكان قطعة من الحديد أم من الزبد، " مملوءا بالفراغ ".

ويلزم ضغط قدره حوالي مائة مليون كيلو جرام على السنتيمتر المربع للتغلب على المقاومة التي تبديها أغلفة الإلكترونات أثناء دورانها حول نواة الذرة. وبعض نجوم معينة تتعرض لقوة تقلص هائلة أثناء تبردها تدريجيا، فتنسحق أغلفة الإلكترونات في ذراتها وتنضغط الذرات ذاتها إلى نويات صلبة تقريبا تتركز فيها الكتلة كلها. ونجد مثل هذه الحالة في النجم القزم (

الشعري)، أحد نجوم كوكبة الكلب الكبير. كثافة هذا النجم المذهل تبلغ حوالي مليون مرة كثافة الماء النقي. وقد تزن البوصة المكعبة الواحدة منه أكثر من سبعة عشر طنا، وملء مجرف من ترابه يزن أكثر من مبنى عام متوسط.

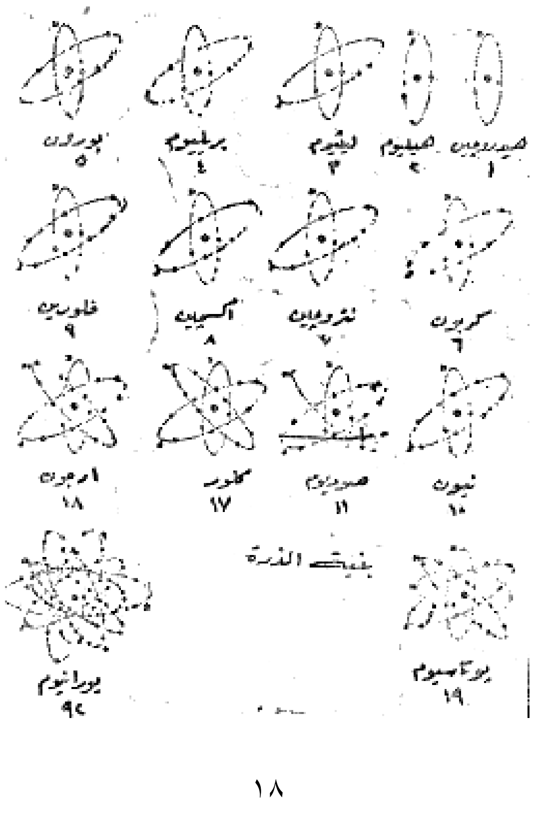
ولعدم انتظام حركة الإلكترون فليس من الممكن الحصول على صورة معقولة الدقة للذرة. ويمكننا فقط أن نمثلها بالحلقات المألوفة حول دائرة ضئيلة مركزية، ونتصور أنها هكذا.

ورغم لجوئنا إلى المقارنة فإن الإلكترونات لا تدور حول نواة الذرة بنفس الكيفية التي تدور بها الكواكب حول الشمس. فحركة الكواكب تجري طبقا للميكانيكا النيوتنية ويمكن التنبؤ بها والاعتماد على دقتها في جميع الأوقات. ويمكن التنبؤ بكسوف الشمس وخسوف القمر قبل حدوثهما بسنين كثيرة. ومع ذلك فمن العسير التكهن بحركة الإلكترونات، ومن المرجح أن نخطئ في ذلك، مما يشكل أحد الظواهر المحيرة في الفيزيقا الحديثة.

ولا يزال العلماء غير قادرين على التكهن بحركات الإلكترونات، ولكنهم متأكدون من أن الإلكترونات تدور حول النواة في حلقات أو مدارات عديدة. ويرمز إلى هذه المدارات، أو الحلقات، بحروف هجائية، ابتداء من الحرك ك. والحلقة الأولى أو الداخلية (ك) تحتوي على هيدروجين له إلكترون واحد في حلقته المفردة. وعند وجود ثلاثة إلكترونات في ذرة ما، تبدأ حلقة جديدة، و الإلكترون الثالث هو الأول

على الحلقة الجديدة. وهذه الحلقة الجديدة (ل) تحتوي على عدد من الإلكترونات أقصاه ثمانية، وثمانية إلكترونات فقط، وبمجرد اكتمال الحلقة الثانية تبدأ حلقة ثالثة. وتحتوي هذه الحلقة الثالثة (م) من إلكترون واحد إلى ثمانية الكترونات، وفقا لعدد الإلكترونات في عنصر بعينه. ومع ذلك، فبمجرد وجود أكثر من ثمانية إلكترونات في (م)، تتكون في العنصر حلقة رابعة (ن) قد تحتوي من إلكترون واحد إلى اثنين وثلاثين الكترونا.

والذرات التي حلقاتها كاملة (٢+٨،٢+٨+٨،٢+٨+١٨+٨، وهكذا) هي الذرات بها ٢، ١٠، ١٨، ٣٦، ٥٤، ٨٦ إلكترونا، والعناصر التي بها هذه المدارات المستكملة هي الغازات الخاملة وكلها له.



خاصية مشتركة، هي خمولها، ولأنها كاملة في حد ذاتها فهي لا تتحد كيمويا مع أي عناصر أخرى.

والبنية الذرية للعناصر الخمسة عشر المبينة توضح كيف أن عدد الإلكترونات يزداد بإضافة المدارات. ومن الواضح أن حجم الإلكترونات ومسافاتها المتتالية من النواة (البقعة السوداء في المركز) ليست دقيقة، حيث إنه من المستحيل تمثيلها طبقا للمقاسات الحقيقية. والأحد عشر عنصرا الأولى مبنية على التوالي، ابتداء من الهيدروجين، الذي له مدار واحد وإلكترون واحد وعدده الذري (١). ثم يأتي الهيليوم، وله إلكترونان في مداره. وبإضافة إلكترون واحد ينضاف مدار جديد، الحلقة (ل)، ويتكون عنصر الليثيوم الذي له ثلاثة إلكترونات، اثنان منها في المدار الأول، أي (ك) وإلكترون واحد في المدار الجديد. وللبيوليوم أربعة إلكترونات، اثنان منها في المدار (ل)، وللبورون خمسة إلكترونات، وللكربون ستة، وللأزوت سبعة، وللأكسجين ثمانية، وهكذا حتى نصل إلى النيون وله عشرة إلكترونات

تأمل بعناية عنصر الأكسيجين مع إلكتروناته الثمانية، ستة منها في الحلقة الخارجية (ل). يحتاج هذا العنصر إلى إلكترونين آخرين لاستكمال الحلقة (ل)، ويعني هذا أن الأكسجين " يبحث " عن إلكترونين إضافيين. لذلك فهو يتحد بسهولة مع العناصر الأخرى، فذرتان من الهيدروجين مثلا تعطيان الإلكترونين المطلوبين، وعلى ذلك تتحد ذرة أكسجين مع ذرتي هيدروجين لتكوين جزئ ماء واحد. والنيون مختلف

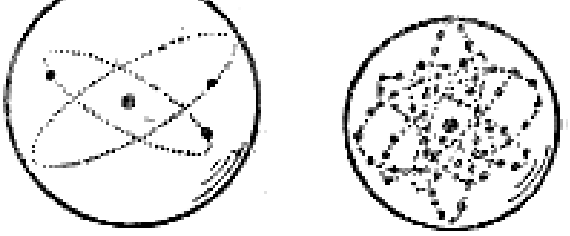
تماما، إذ أن له فعلا ثمانية إلكترونات في الحلقة الثانية، وعليه فإن العنصر تام في حد ذاته – أي إنه غاز خامل لا يتحد مع أي عنصر آخر.

والآن فلنتأمل الصوديوم، إن لدينا هنا حلقة جديدة – الحلقة (م) – التي تتكون لأن الحلقة (ل) تامة لاحظ الإلكترون المنفرد، المشار إليه بسهم. هذا هو الإلكترون المأخوذ في المجموعة الهالوجينية، والكلور عضو في هذه المجموعة. وإذا فحصت الكلور ستجد سبعة إلكترونات فقط في حلقته (م) – فيلزم له إلكترون واحد لجعل الحلقة كاملة. وعلى ذلك يمكن أن يتحد العنصران. ونتيجة هذا الاتحاد هي جزئ من كلوريد الصوديوم، أو ملح الطعام. والأرجون، الذي حلقته (م)، غاز خامل آخر. إن حلقته (ل) تحتوي على ثمانية إلكترونات، وتحتوي حلقته (م) على ثمانية إلكترونات. وعلى ذلك لا تلزم إلكترونات أخرى، ولن يتحد الأرجون مع أي عنصر آخر.

وإذا استعرضنا قائمة العناصر، من الهيدروجين – وهو أبسطها – إلى اليورانيوم – وهو أكثرها تعقيدا – نلاحظ إضافة حلقات جديدة والبوتاسيوم، رقم ١٩، له الحلقة الجديدة (ن) مع إلكترون واحد فيها، كما هو مبين بالسهم. وكلما ازدادت العناصر تعقيدا تظهر بروتونات ونيوترونات أكثر داخل الذرة، ونشاهد ازديادا في مدارات الإلكترونات. واليورانيوم وهو آخر العناصر الطبيعية – يحتوي على ٩٣ إلكترونا في سبعة مدارات وله ٩٢ بروتونا و١٤٣ نيوترونا في نواته.

وتتشابه جميع العناصر التي تكون مكتملة تقريبا (بحيث لا ينقصها

سوى إلكترون واحد لتكتمل). وهذه هي الذرات التي تحتوي على ١، ٩، ١٧، ٣٥، ٥٣، ٨٥ من الإلكترونات : الهيدروجين، الفلور، الكلور، البروم، اليود، الأستاتين. وهي كلها تسبق الغازات الخاملة، كما أنها عظيمة القابلية للاتحاد – أي إنها على عكس الغازات الخاملة. والفلور والكلور والبروم واليود هالوجينات، وهذا يعني أنها " مكونات أملاح " ونحصل منها على الفلوريدات والكلوريدات والبروميدات والايوديدات بكميات كبيرة. وتلك الذرة " القريبة من الاكتمال دون أن تكتمل " هي التي تجعل هذه العناصر " متشوقة " إلى الاتحاد عن طريق " السطو " على إلكترون واحد من عنصر آخر لاستكمال الحلقة الثانية. وذرات عناصر المجموعة الهالوجينية أصغر من ذرات أية مجموعة أخرى، وهي قريبة من الاكتمال بحيث لا تحتاج إلا إلى الكترون واحد لاستكمالها. وهي مستعدة دائما للإمساك بهذا الإلكترون حيثما



وأينما أمكنها ذلك. ولما كان عدد الإلكترونات بها يساوي عدد البروتونات، فهي متعادلة كهربيا إلى أن تحصل على الإلكترون الإضافي فتصبح سالبة (–) الشحنة، وهي تفعل هذا عند تكوين الأملاح.

كذلك تتشابه جميع العناصر التي بها إلكترون واحد إضافي بعد اكتمالها، وتأتي مباشرة بعد الغازات الخاملة. وهذه هي العناصر التي لها إلكترون واحد في حلقة جديدة (٣، ١١، ١٩، ٣٧، ٥٥، ٨٧ إلكترونا). وهي الليثيوم والصوديوم والبوتاسيوم والروبيديوم والسيزيوم والفرنسيوم، وتعرف باسم فلزات الأقلاء. وفلزات الأقلاء، بعكس الهالوجينات تماما، فهي مجموعة " الإعطاء ". وذرات هذه المجموعة هي أكبر ذرات جميع العناصر، ولها إلكترون واحد تستغني عنه في الحلقة الجديدة التكون. وهذا الإلكترون المفرد " يعرض " نفسه باستمرار للعناصر التي تحتاج إليه لاستكمال حلقاتها. ولما كان عدد الإلكترونات بها يساوي عدد البروتونات، فهي متعادلة كهربيا إلى أن يترك الإلكترون المفرد الفلز. وتبعا لذلك يوجد عدد من البروتونات أكثر من عدد الإلكترونات، ويكون للفلز شحنة موجبة (+).

مما تقدم نجد أن لدينا العناصر " الآخذة "، وهي الهالوجينات، وشحناتها سالبة (–) في ناحية. ولدينا في الناحية الأخرى العناصر " المعطية " وهي فلزات الأقلاء، وشحناتها موجبة (+)، والفلور والكلور والبروم متشوقة لاختطاف ذلك الإلكترون المفرود أينما وحيثما أمكنها ذلك، والليثيوم والصوديوم والبوتاسيوم والروبيديوم والسيزيوم متشوقة لإعطائه. والنتيجة الواضحة لذلك هي :

كلوريد أو فلوريد أو بروميد أو يوديد الصوديوم.

" " " " " " الليثيوم

"   "   "   "   "   "   البوتاسيوم.

"   "   "   "   "   "   الروبيديوم.

ومن المهم أن نلاحظ أن جميع الإلكترونات والنيوترونات والبروتونات واحدة لا تتغير بصرف النظر عن مكان وجودها، وأن نلاحظ كذلك – من وجهة النظر الفيزيقية البحتة – أن طبيعة أي عنصر لا يحددها سوى عدد البروتونات الموجودة في نواته. وليس هناك في الفيزيقا شئ آخر يحدد طبيعة العنصر، وفي هذا يكمن الفرق بين الفيزيقا والكيميا. ففي الكيميا تتحدد طبيعة أي عنصر إلى حد كبير بالقابلية الاتحادية لإلكتروناته، والكيفية التي تتلاقى بها مع العناصر الأخرى لتكوين المركبات. في حين نجد أن الكيميا تهتم، مثلا، بالسبب في أن الصوديوم أو الكالسيوم لا يوجد قط في حالة نقية، في حين لا توجد الغازات الخاملة قط في حالة اتحاد، أكثر من اهتمامها ببنية نويات هذه العناصر. ومن الناحية الأخرى فإن الفيزيقا أكثر اهتماما بتكوين نواة الذرة. وفي الفيزيقا – كما ذكرنا – لا تتحدد طبيعة العنصر – أي مسلكه ومسببات ما هو عليه – بقابليتها للاتحاد مع عناصر أخرى. ولكنها تتحدد فقط بعدد البروتونات في نواتها، أو بمعنى آخر، بعددها الذري. وفي جميع العناصر المتعادلة كهربيا نجد أن عد الإلكترونات (الشحنات السالبة) خارج النواة يساوي بالضبط عدد البروتونات (الشحنات الموجبة) داخل النواة، أي إنها توازن بعضها بعضا. وكما تتوازن القوة الطاردة المركزية للكواكب، التي تجنح إلى قذفها بعيدا عن مراكز دورانها، مع قوة الجاذبية، وبذلك تستمر

في دورانها حول الشمس، فإن القوى الطاردة للالكترونات تتوازن مع انجذابها إلى النواة، وبذلك تستمر في دورانها حولها. وإضافة الإلكترونات أو انتقاصها من ذرة ما لا تغير من طبيعتها، بل تعطي فقط شحنة موجبة أو سالبة إلى الذرة. وإضافة أو انتقاص النيوترونات من نواة الذرة في العناصر غير المشعة لا يغير من طبيعة النواة، بل يزيد أو يقلل من كتلة الذرة لجعلها أثقل أو أخف وزنا بقدر طفيف. وإضافة أو انتقاص البروتونات هو وحده الي يمكننا من تغيير طبيعة العنصر، وهذا شئ ليس من السهل عمله. وعدد البروتونات داخل النواة يسمى العدد الذري للعنصر. ولكل عنصر عدد ذري محدد يميزه عن غيره. فالعدد الذري للهيدروجين (١) لأن له بروتونا واحدا في نواته، والعدد الذري للتنجستن ٧٤، لأن له ٧٤ بروتونا داخل نواته، وهكذا لجميع العناصر الأخرى.

وقد يكون لنفس العنصر كميات مختلفة من النيوترونات في نواته دون أن يؤثر ذلك في الخواص الكيموية للعنصر سوى جعله أثقل أو أخف نسبيا. مثال ذلك أن عنصر القصدير، له ٥٠ بروتونا و ٦٨ نيوترونا في نواته، ولكن يكون له في بعض الحالات ٦٦ أو ٦٧ أو ٦٩ أو ٧٠ نيوترونا. ويجب أن تحتوي نواته على ٥٠ بروتونا، وإلا فلن يكون قصديرا، ولكن يمكن أن يتفاوت عدد النيوترونات المختلطة مع هذه البروتونات الخمسين. والأعداد المختلفة من النيوترونات التي تكون مع عدد البروتونات الثابت تسمى المتماكنات (النظائر). ولكل العناصر متماكنات، أي أعداد متفاوتة من النيوترونات داخل نوياتها، والمتماكنات (النظائر) هي التي تجعل العنصر أخف أو أثقل في الوزن الذري. ولكن

المتماكنات لا تغير الخواص الكيموية لعنصرها.

والعدد الذري يختلف عن الوزن الذري، رغم أن إلقاء نظرة على الجدول المدرج في نهاية الكتاب " خواص العناصر " قد يجعلنا نحسب أن الوزن الذري لعنصر ما يساوي تقريبا كتلته الذرية، أو مجموع البروتونات والنيوترونات في نواته. ولكن الوزن الذري هو وزن نسبي منسوبا إلى عنصر ثابت، وهذا العنصر الثابت هو الأكسجين ١٦. وتزن ذرة الهيدروجين ١٦/١ من المتماكن المألوف للأكسجين، وهو ١,٠٠٨. وتحسب جميع العناصر الأخرى بنفس الكيفية. والكتلة الذرية لعنصر ما هي مجموع كتل بروتوناته ونيوتروناته.

هناك فرق شاسع بين الاحتراق والانفجار، من ناحية، وبين الانشطار غير المحكوم من الناحية الأخرى. وقبل أن يثبت أينشتاين تكافؤ الكتلة والطاقة، كان المظنون أن المادة لا تحطم. وعندما يتحد عنصران كيماويان فإنهما لا يغيران مضمونهما، فذرة الهيدروجين واحدة دائما، سواء أكانت متحدة مع الأكسجين لتكوين الماء (H_2O)، أم كانت متحدة مع الكلور لتكوين حمض الهيدروكلوريك (HCL). وهذه هي الحال مع العناصر الأخرى. والعناصر يتحد بعضها مع بعض بسبب التجاذب الكهربي بين إلكتروناتها الخارجية. وتتماسك الذرات معا في المركبات بوساطة القوى الكهربية في الأجزاء الخارجية لبنيتها، ولكن نوياتها تظل واحدة دائما. وتفاعل كيموي بسيط مثل التفاعل بين حمض الكبريتيك وملح الطعام يبين كيف تحدث التفاعلات :

ويعني هذا أن جزيئين من كلوريد الصوديوم ($NaCl$) يتحدان مع جزئ واحد من حمض الكبريتيك (H_2SO_4) بحيث تأخذ ذرات الصوديوم (Na) الموجبة الشحنة مجموعة الكبريتيك (H_2SO_4) السالبة الشحنة لتكوين كبريتات الصوديوم، وتتحد ذرات الهيدروجين (H_2) الموجبة الشحنة مع ذرات الكلور (Cl) السالبة الشحنة لتكوين حمض الهيدروكلوريك. والمهم هنا هو أن نلاحظ أنه في حين تتغير الجزيئات وتكون المركبات مختلفة تماما بعد التفاعل، فإن الذرات في حد ذاتها لا تتغير بأية حال. إنها لا تتغير قط في أي تفاعل كيموي.

وفي حالة الانشطار النووي والتفاعل المتسلسل، يحدث تغلغل فعلي في قلب أو نواة الذرة، لا بوساطة أي عنصر آخر، بل بالنيوترونات التي يمكنها لحالتها المتعادلة أن تمر خلال المجال الكهربي الذي تنتجه أغلفة الإلكترونات. وفي هذه الحالة تتغير الذرة لا إلى ذرات أخريات، بل إلى طاقة طبقا للصيغة :

$$E = mc^2$$

حيث E هي الطاقة بالإرج، m الكتلة، c سرعة الضوء بالسنتيمترات في الثانية (٣٠,٠٠٠, ٠٠٠,٠٠٠* ٣٠,٠٠٠,٠٠٠,٠٠٠) إن الفحم يحترق، والديناميت ينفجر، ولكن القنبلة الذرية لا تحترق أو تنفجر لأنه لا يحدث احتراق عندما تتحول الكتلة إلى طاقة.

وطبقا لصيغة اينشتاين (الكتلة – الطاقة)، فإن الطاقة في وحدة

واحدة للوزن الذري لأية ذرة هي ١,٦٧ * $١٠^{-٢٤}$ إرج. وبضرب هذا الرقم في الوزن الذري لليورانيوم ٢٣٥، وهو ٢٣٥، نحصل على ٢٣٥ * ١,٦٧ * $١٠^{-٢٤}$ أو ٣,٨٥ * $١٠^{-٢٢}$. وإذا ضربنا في مربع سرعة الضوء بالسنتيمترات في الثانية (٩ * $١٠^{٢٠}$) فإننا نحصل على حوالي ٣,٥ * $١٠^{-٢}$ أو ٠,٠٣٥ إرج.

والإرج هو تقريبا مقدار الطاقة التي تبذلها ذبابة عندما تسير عبر يدك، ويوجد ١٣,٥٠٠,٠٠٠ إرج في القدم/رطل، أي الطاقة اللازمة لرفع رطل واحد قدما واحدة. ومن النظرة السطحية لا يلوح أن الذرة تحتوي على قدر كبير من الطاقة، ولكن عندما يبدأ التضاعف تنكشف حقائق مروعة. فحيث إنه يوجد ٦ * $١٠^{٢٦}$ من الذرات في الكيلو جرام الواحد، فإن الطاقة الإجمالية الحبيسة في كيلو جرام من اليورانيوم ٢٣٥ هي ٠,٠٣٥ * ٦ * $١٠^{٢٦}$ إرج، أي ٢,١ * $١٠^{٢٤}$. وإذا قسمنا هذا على ١٣,٥٠٠,٠٠٠ فإننا نحصل على ١,٥ * $١٠^{١٧}$ قدم/رطل، أو قدر من الطاقة يكفي لإبحار عابرة محيطات مثل (الكوين ماري) حول العالم دون حاجة إلى تزويدها بالوقود من جديد. وحتى الآن لم يحاول عالم من العلماء أن يقترب من الطاقة الإجمالية الكامنة في كيلو جرام واحد من اليورانيوم ٢٣٥، ولا تولد القنابل الذرية سوى نسبة مئوية ضئيلة من هذه الطاقة.

والكيلو جرام الواحد من اليورانيوم ٢٣٥، إذا حول إلى طاقة، فإنه يولد حوالي ٢٠,٠٠٠,٠٠٠,٠٠٠ سعر حراري. ونفس المقدار من

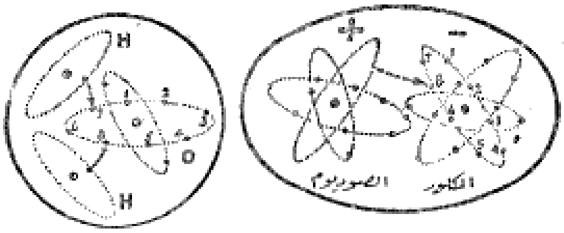
الفحم لا يولد عند حرقه سوى ٨,٠٠٠,٠٠٠ سعر حراري.

واتحاد العناصر يشبه إلى حد كبير لعبة أعدتها الطبيعة بعناية. ويبدو أن الهدف هو " استكمال التكوينات الحلقية "، فلقد سبق أن رأينا أن الكلور يفتقد إلكترونا واحدا فقط لملء حلقته الثالثة. وللهيدروجين إلكترون واحد فقط، لذلك فإنهما يتحدان معا لتكوين حمض الهيدروكلوريك (HCl). وللصوديوم إلكترون واحد يتجول وحده على بداية الحلقة الثالثة. وهذا الالكترود المتفرد مثالي ليلتقطه الكلور بإلكتروناته السبعة، وهو يتعقب الصوديوم لتكوين كلوريد الصوديوم، أي ملح الطعام المألوف. وفي كل حالة يكون التكون الحلقي الكامل هو ثمانية إلكترونات.

ونفس العدد السحري ٨ يظهر عند اتحاد الهيدروجين مع الأكسجين لتكوين الماء. فللاكسجين ستة إلكترونات فقط، ويحتاج إلى ثمانية الكترونات لتكوين الماء، فتأتي ذرتان من الهيدروجين مع الكترونيهما لاستكمال الثمانية الإلكترونات، وبذلك نحصل على الماء.

ولمعظم العناصر درجات حرارة انصهار وغليان لا تؤثر في حياتنا اليومية بأية حال، ولكنها رغم ذلك مهمة جدا في مجالات العلم. وكلما فكرنا في الانصهار فمن الطبيعي أن نفكر في تحول الثلج إلى ماء، وكلما فكرنا في الغليان فإننا نفكر في تحول الماء إلى بخار. والماء في حالاته الصلبة والسائلة والغازية مألوف لنا إيلاف الأرض التي نسير عليها، لأن الماء هو المادة الوحيدة التي تكون لها هذه الحالات الثلاث للمادة تحت الظروف

الأرضية. ولكن إذا تسنى لنا أن نعيش على الكوكب البارد (المشترى)، فإن الماء يكون كالزجاج بالضبط، ولن ينصهر قط. ومن السهل أن نصنع جميع نوافذ مبنى عام على المشترى من ألواح الثلج، ولن يفكر أحد في احتمال ذوبان النوافذ.



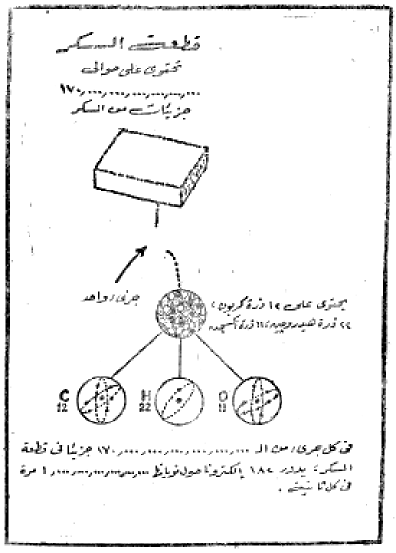
ماء

ملح الطعام

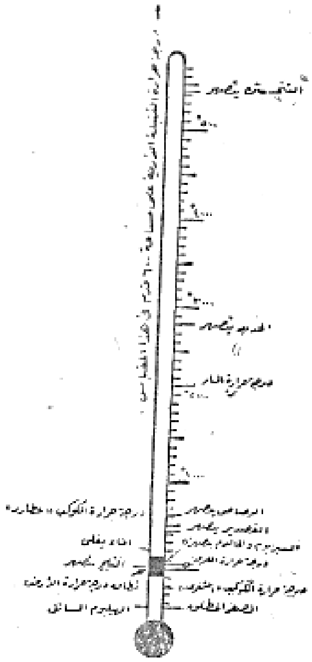
وعلى الكوكب (عطارد) الشديد الحرارة، سيكون الزجاج سائلا دائما. وعلى ذلك فإن المبنى المقام على عطارد لا يمكن أن تصنع نوافذه من الزجاج، بل إنه من المشكوك فيه أن تستعمل (الكمرات) الحديدية، وهي على ما عليه من متانة وصلابة على الأرض، في إنشاء مبنى على عطارد، لأنها ستكون عندئذ شديدة الليونة والتعجنية. كذلك فإن معظم السوائل المألوفة على الأرض ستكون على هيئة صلبة فوق المشترى، ومعظم المواد الصلبة المألوفة على الأرض ستكون غازات أو سوائل ساخنة على عطارد. إنها كلها مسألة درجات حرارة.

وعند النظر في موضوع نقط انصهار وغليان العناصر، يجب أن ننسى كل شئ عن الماء، ذلك لأنه رغم اعتيادنا إياه فهو ليس بعنصر. وفي كثير

من العناصر تكون نقط الغليان شديدة البرودة. وهذا حقيقي بالذات للغازات، التي تتحول جميعا إلى سوائل. وتغلي عند حوالي مائتي درجة مئوية تحت الصفر.



وللهيلوم أقل نقطتي انصهار وغليان من بين جميع العناصر. ويتحول إلى سائل عند ٢٧٢,٢ درجة تحت الصفر، ويغلي عند ٢٦٨,٩ درجة تحت الصفر، أي أعلى بحوالي ثلاث درجات من نقطة الانصهار. وبالطبع فإن للعناصر الفلزية أعلى نقط وغليان، ويأتي التنجستين في مقدمة القائمة. وتلزم درجة حرارة أعلى بمقدار ضعف درجة حرارة النار لصهر التنجستن، خمسة أمثالها لجعله يغلي. ونقطة انصهار التنجستن ٣٣٧٠ الشمس. والعناصر تكون إما صلبة وإما غازية عند درجة حرارة الأرض، والاستثناء الوحيد هوالزئبق. وتوجد جميع العناصر في الشمس بحالتها الغازية.



البنية الحلقية لذرات العناصر

العدد الذري	العنصر	ك	ل	م	ن	ه	و	ق
صفر	النيوترون	صفر						
١	الهيدروجين	١						
٢	الهليوم	٢						
٣	الليثيوم	٢	١					

٤	البيرليوم	٢	٢					
٥	البورون	٢	٣					
٦	الكربون	٢	٤					
٧	الأروت	٢	٥					
٨	الأكسجين	٢	٦					
٩	الفلور	٢	٧					
١٠	النيون	٢	٨					
١١	الصوديوم	٢	٨	١				
١٢	المجنزيوم	٢	٨	٢				
١٣	الألومنيوم	٢	٨	٣				
١٤	السليكون	٢	٨	٤				
١٥	الفسفور	٢	٨	٥				
١٦	الكبريت	٢	٨	٦				
١٧	الكلور	٢	٨	٧				
١٨	الأرجون	٢	٨	٨				
١٩	البوتاسيوم	٢	٨	٨	١			
٢٠	الكالسيوم	٢	٨	٨	٢			
٢١	السكانديوم	٢	٨	٩	٢			

٢٢	التيتانيوم	٢	٨	١٠	٢			
٢٣	الفانديوم	٢	٨	١١	٢			
٢٤	الكروم	٢	٨	١٣	٢			
٢٥	المنجنيز	٢	٨	١٣	٢			
٢٦	الحديد	٢	٨	١٤	٢			
٢٧	الكوبلت	٢	٨	١٥	٢			
٢٨	النيكل	٢	٨	١٦	٢			
٢٩	النحاس	٢	٨	١٧	١			
٣٠	الزنك	٢	٨	١٨	٢			
٣١	الجاليوم	٢	٨	١٨	٣			
٣٢	الجرمنيوم	٢	٨	١٨	٤			
٣٣	الزرنيخ	٢	٨	١٨	٥			
٣٤	السلنيوم	٢	٨	١٨	٦			
٣٥	البروم	٢	٨	١٨	٧			
٣٦	الكريبتون	٢	٨	١٨	٨			
٣٧	الروبيدم	٢	٨	١٨	٨	١		
٣٨	الاسترنشيوم	٢	٨	١٨	٨	٢		
٣٩	اليتريوم	٢	٨	١٨	٩	٢		

٤٠	الزركنيوم	٢	٨	١٨	١٠	٢		
٤١	النيوبيوم	٢	٨	١٨	١٢	١		
٤٢	المولبدنم	٢	٨	١٨	١٣	١		
٤٣	النكتيتيوم	٢	٨	١٨	١٤	١		
٤٤	الرونينبوم	٢	٨	١٨	١٥	١		
٤٥	الروديوم	٢	٨	١٨	١٦	١		
٤٦	البلديوم	٢	٨	١٨	١٨			
٤٧	الفضة	٢	٨	١٨	١٨	٠		
٤٨	الكادميوم	٢	٨	١٨	١٨	٢		
٤٩	الإندبوم	٢	٨	١٨	١٨	٣		
٥٠	القصدير	٢	٨	١٨	١٨	٤		
٥١	الأنتيمون	٢	٨	١٨	١٨	٥		
٥٢	التيلوريوم	٢	٨	١٨	١٨	٦		
٥٣	اليود	٢	٨	١٨	١٨	٧		
٥٤	الإكسينون	٢	٨	١٨	٨١	٨		
٥٥	السيزيوم	٢	٨	١٨	١٨	٨	١	
٥٦	الباريوم	٢	٨	١٨	١٨	٨	٢	
٥٧	اللنثانوم	٢	٨	١٨	١٨	٩	٢	

٥٨	السريوم	٢	٨	١٨	١٩	٩	٢	
٥٩	البراسوديميوم	٢	٨	١٨	٢٠	٩	٢	
٦٠	النيودميوم	٢	٨	١٨	٢١	٩	٢	
٦١	البروميثيوم	٢	٨	١٨	٢٢	٩	٢	
٦٢	الساماريوم	٢	٨	١٨	٢٣	٩	٢	
٦٣	الأروبيوم	٢	٨	١٨	٢٤	٩	٢	
٦٤	الجدولينيوم	٢	٨	١٨	٢٥	٩	٢	
٦٥	التربيوم	٢	٨	١٨	٢٦	٩	٢	
٦٦	الديسبروسيوم	٢	٨	١٨	٢٧	٩	٢	
٦٧	الهلميوم	٢	٨	١٨	٢٨	٩	٢	
٦٨	الأربيوم	٢	٨	١٨	٢٩	٩	٢	
٦٩	التاليوم	٢	٨	١٨	٣٠	٩	٢	
٧٠	اليتربيوم	٢	٨	١٨	٣١	٩	٢	
٧١	اللوتشيوم	٢	٨	١٨	٣٢	٩	٢	
٧٢	الهفنيوم	٢	٨	١٨	٣٢	١٠	٢	
٧٣	التنتالم	٢	٨	١٨	٣٢	١١	٢	
٧٤	التنجستن	٢	٨	١٨	٣٢	١٢	٢	
٧٥	الرنيوم	٢	٨	١٨	٣٢	١٣	٢	

٧٦	الأزميوم	٢	٨	١٨	٣٢	١٤	٢	
٧٧	الإريديوم	٢	٨	١٨	٣٢	١٥	٢	
٧٨	البلاتين	٢	٨	١٨	٣٢	١٦	٢	
٧٩	الذهب	٢	٨	١٨	٣٢	١٨	١	
٨٠	الزئبق	٢	٨	١٨	٣٢	١٨	٢	
٨١	التاليوم	٢	٨	١٨	٣٢	١٨	٣	
٨٢	الرصاص	٢	٨	١٨	٣٢	١٨	٤	
٨٣	البزموت	٢	٨	١٨	٣٢	١٨	٥	
٨٤	البولونيوم	٢	٨	١٨	٣٢	١٨	٦	
٨٥	الأستاتين	٢	٨	١٨	٣٢	١٨	٧	
٨٦	الرادون	٢	٨	١٨	٣٢	١٨	٨	
٨٧	الفرنسيوم	٢	٨	١٨	٣٢	١٨	٨	١
٨٨	الراديوم	٢	٨	١٨	٣٢	١٨	٨	٢
٨٩	الأكتنيوم	٢	٨	١٨	٣٢	١٨	٩	٢
٩٠	الثوريوم	٢	٨	١٨	٣٢	١٩	٩	٢
٩١	البروتكتنفيوم	٢	٨	١٨	٣٢	٢٠	٩	٢
٩٢	اليورانيوم	٢	٨	١٨	٣٢	٢١	٩	٢
٩٣	النيتونيوم	٢	٨	١٨	٣٢	٢٢	٩	٢

٩٤	البلوتونيوم	٢	٨	١٨	٣٢	٢٣	٩	٢
٩٥	الأمريكيوم	٢	٨	١٨	٣٢	٢٤	٩	٢
٩٦	السريوم	٢	٨	١٨	٣٢	٢٥	٩	٢
٩٧	البركليوم	٢	٨	١٨	٣٢	٢٦	٩	٢
٩٨	الكاليفورنيوم	٢	٨	١٨	٣٢	٢٧	٩	٢
٩٩	الأنيشتنيوم	نظري فقط	نظري فقط					
١٠٠	الفرميوم	نظري فقط	نظري فقط					
١٠١	المندلفيوم	نظري فقط	نظري فقط					
١٠٢	النوبليوم	نظري فقط	نظري فقط					

وتتكشف حقائق غاية في الطرافة عندما نتفحص الخواص العامة لجميع العناصر. ويمكن أن نصنفها إلى مجموعتين : الفلزات، واللافلزات. وحوالي نصف اللافلزات غازات. وكل العناصر الفلزية – باستثناء الزئبق – تكون صلبة في درجة الحرارة العادية وكلها طروقة مطيلة بدرجات متفاوتة، كما أنها جيدة التوصيل للحرارة والكهربا وتعكس الضوء جيدا. والعناصر اللافلزية التي ليست غازات عكس ذلك تماما. فهي قصفة

(هشة) ومواصلات رديئة للحرارة والكهربا، وتعكس الضوء برداءة. وكثير من اللافلزات، مثل الكربون والكبريت والفوسفور، الخ، متأصلة، ويعني هذا أنها توجد بهيئات مختلفة وليس لأي فلز من الفلزات هذه الخاصية.

والآن فلنر لماذا تختلف الفلزات هذا الاختلاف البين عن اللافلزات؟ لماذا توصل الكهربا والحرارة ؟ ولماذا تتحد بسهولة مع اللافلزات ومجموعات اللافلزات مثل الكبريتات والكلورات والنيترات.

إذا تفحصت الجدول، ستجد أن الحلقات الخارجية للذرات الفلزية تحتوي على إلكترونات قليلة. ومن النادر جدا أن يكون بها أكثر من أربعة إلكترونات ومعظمها به إلكترون واحد أو إلكترونان. ويعني هذا أن أغلفتها الخارجية المتحدة تفتقد شحنات سالبة، فنستنتج من ذلك أن الفلزات موجبة في خواصها الاتحادية، وهي تجذب الالكترونات من العناصر الأخرى وتجعلها تتدفق خلال ذراتها. وحيث إن تدفق الذرات ليس سوى تيار كهربي، فإن الفلزات جميعا موصلات جيدة للكهربا. لاحظ عدد الإلكترونات في الأغلفة الخارجية للفضة والذهب والنحاس. يوجد إلكترون واحد فقط في كل غلاف خارجي، وهذه العناصر هي أفضل الموصلات المعروفة للحرارة والكهربا. ولما كانت الفلزات موصلات جيدة للحرارة، فمن الطبيعي أن تحس بها باردة عند لمسها، لأنها تسحب الحرارة من أصابعك.

ثم قارن عدد الإلكترونات في الأغلفة الخارجية للفلزات، وهي موصلات جيدة، مع عدد الإلكترونات في الأغلفة الخارجية لغير

الموصلات مثل الأكسجين والهالوجينات. سترى أن الإلكترونات العديدة في هذه الأغلفة الخارجية تطرد الإلكترونات من العناصر الأخرى، وعلى ذلك فإن ذرات هذه العناصر جميعا سالبة في خواصها الاتحادية. وعند وجود عنصرين لا فلزيين معا فلا يمكن اتحادهما اتحادا عاديا لوجود شحنات سالبة عديدة في حلقاتها أو أغلفتها الخارجية – وبذلك فإنها تطرد الإلكترونات بدلا من أن تجذبها. وهي لا تشجع تدفق التيار الكهربي، وهذا هو السبب في أنها لا توصل الكهربا.

وتوجد عناصر فلزية قليلة جدا، مثل السليكون والجرمانيوم، لها خواص غير عادية في البنية الحلقية. وسنرى بعض تطبيقات لذلك في القسم الخاص بالجرمانيوم.

والعناصر تدوم إلى الأبد، وهي لا تتحطم ما لم تكن مشعة وتتحول إلى طاقة. وبعض ذرات الذهب الموجودة في سوار تتحلى به سيدة عصرية ربما كانت يوما ما في تاج ملك من الملوك السابقين، أو لعل ذرات الكربون في الحبر المطبوع به هذه الصفحة كانت يوما ما في طعام تغذي به أرشميدس. والحياة قد تجئ وتذهب، والحضارة قد تقوم وتنهار، وملايين ملايين الشموس في عالمنا قد تتغير أو تبرد بعد زمن لا نهائي، ولكن الذرات غير المشعة تدوم للأبد.

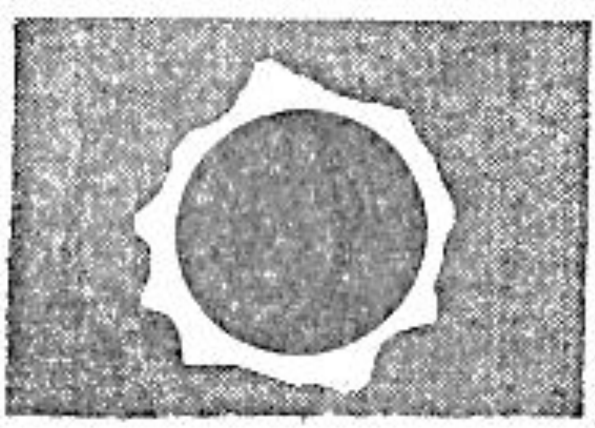
الفصل الثاني

الهيدروجين، أبسط العناصر

ظل الهيدروجين سنوات عدة يحتل مكان الصدارة في الصحف. فلا يمر أسبوع إلا وفيها خبر أو موضوع عن القنبلة الهيدروجينية والتدمير الشامل الذي يمكنها إحداثه. كل هذا حسن وجميل، لأنه من المرجح أن القنبلة الهيدروجينية ستمنع الحروب إلى الأبد، ولكن لسوء الحظ وقر الهيدروجين في أذهان الناس وكأنه شئ مخيف، ولم تتح الفرصة قط لبيان أهميته القصوى لنا جميعا.

ورغم أن الهيدروجين غاز فإنه يمكن اعتباره قائما بدورين مختلفين. دوره كغاز مميز عن كونه عنصرا من العناصر، ودوره كعنصر مميز عن كونه غازا من الغازات. فهو كغاز له فائدة تجارية محدودة خلاف استعماله بمثابة عامل اختزال في الصناعة. ولقد استعمل يوما ما لنفخ البالونات ولكن البالونات لا تستعمل اليوم على نطاق واسع. وكان يستعمل في مشعل الاكسي هيدروجين لقطع كمرات الصلب، ولكن هذه الطريقة بطل استعمالها الآن. ولا يكاد يهتم رجل الشارع بغاز الهيدروجين لدرجة أنه لا يفكر فيه إلا بوصفه شيئا يجب أن يدرسه ابنه أو بنته في حصص الكيميا بالمدارس، ولم يشعر بالخوف منه إلا حديثا عندما اعتبره قوة شريرة قد تقضي على الحضارة. والدور الآخر الذي يلعبه الهيدروجين – وهو دوره

كعنصر – أكثر أهمية من دوره الأول. ولو لم يكن هناك عنصر مثل الهيدروجين لما كانت هناك شمس ولا نظام شمسي، بل ولا كون على الإطلاق. فالهيدروجين هو العنصر الذي تكونت منه نجوم مجرتنا. ولقد ولدت شمسنا في الهيدروجين الذي يكون ٧٨ في المائة من جوها.



والضغط الهائل داخل الشمس هو الذي يحدث ملايين الملايين من الانفجارات الهيدروجينية التي يتحول فيها الغاز إلى طاقة في كل ثانية من الليل والنهار لإنتاج ضوء الشمس وحرارتها.

ومعظمنا لا يتحقق من أن عنصر الهيدروجين موجود في كل شئ نأكله ونشربه. وكل شئ حي على وجه الأرض يتكون من جزيئات تحتوي على ذرات الهيدروجين متحدة مع ذرات الأكسجين والكربون والأزوت. وتوجد آلاف من التجميعات من هذه العناصر الأربعة يؤدي فيها الهيدروجين (H) دورا رئيسيا. وإذا ألقيت نظرة على أي كتاب في الكيميا العضوية، فستجد أن (H) هو العنصر السائد في العدد الكبير من الصيغ

للكحولات، والألدهيدات، والاستيارات، والامينات والبروتينات، والشحوم، والكربوهيدات، والزلاليات، والنشويات، والزيوت، والغازات، ومئات من التصنيفات الأخرى. فالحياة بدون ذرة الهيدروجين مستحيلة.

وكلنا يعرف أن جزئ الماء يتكون من ذرتي هيدروجين وذرة أكسجين. وبدون الهيدروجين لما كان هناك ماء، وبدون الماء لما كانت هناك حياة كما نعرفها في أي بقعة من الكون، وإذا اتحد الهيدروجين كيمويا مع الأكسجين يتكون ماء، ومن هنا يأتي اسمه في اللغة اللاتينية، فالبادئة (Hydro) هي الماء و (gen) مأخوذة من (genus) التي تعني " يولد ". وعلى ذلك فكلمة هيدروجين تعني " مكون الماء "، وهو كذلك فعلا.

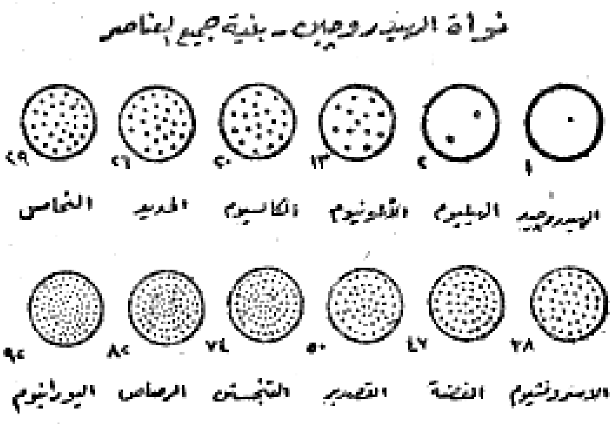
وتستطيع أن تقدر أهمية عنصر الهيدروجين في الصناعة عندما تتحقق من أن كل حمض مائي يجب أن يحتويه، وإلا فإنه ليس بحمض، والأحماض هي العمود الفقري لجميع البحوث الكيموية. ولولا الأحماض لما وجدت معظم صناعتنا الهامة مثل الصلب والكاوتشوك والتصوير والصور المتحركة.

والهيدروجين غاز لا طعم له ولا رائحة يوجد في طبقة (الستراتوسفير) التي تعلو الكرة الأرضية بمسافة ثلاثة عشر أو أربعة عشر ميلا. وقد يرجع إلى ذلك اكتشافه المتأخر نسبيا. ولقد اكتشف الهيدروجين في عام ١٧٦٦ العالم الانجليزي الشهير هنري كافندش (Henry Cavendish) وكان نبيلا ثريا زهد في تقاليد وعادات المجتمع البريطاني الأرستقراطي ليستغرق في

بحوثه الكيموية، فكان أول رجلا يبرهن على وجود غاز الهيدروجين ويثبت أن الماء يتكون منه ومن الأكسجين، ولقد ألقى في الجمعية الملكية بلندن بحثه الذي جعل عنوانه " الهواء الصناعي " (Factitious Air) وتحدث فيه عن " هواء قابل للاشتعال " اكتشفه حديثا. وكان هذا " الهواء القابل للاشتعال " هو الهيدروجين. وكان لكافندش قدرة هائلة على المثابرة ولم يستخلص قط استنتاجا لأية تجربة قبل أن يجربها أكثر من خمسين مرة. وفي تجاربه المبكرة صب بعض أحماض معينة على الزنك والنحاس فلاحظ تولد الغاز في التفاعل. وكان هذا الغاز مختلفا عن الهواء، إذ كان يشتعل عند تقريبه من لهب، وكان ينفجر في مرات عديدة. وبعد أن أحرق كافندش، وفجر هذا الغاز بطرق مختلفة لاحظ تكون قطرات دقيقة تشبه الماء بعد كل انفجار. فحلل القطرات ووجد أنها من الماء. وعندئذ سأل نفسه هذا السؤال : " من أين يأتي هذا الماء ؟ " إنه لم يكن هناك قبل الانفجار، فلابد أنه ناتج عنه. وألهمه هذا فكرة أن الماء يتكون من الهيدروجين وغاز آخر موجود في الماء. وكان معروفا أن الهواء يتكون من الأزوت والأكسجين، ولا يتحد الأزوت بسرعة مع أي غاز آخر. فمن المرجح إذن أن الهيدروجين اتحد مع أكسجين الهواء لتكوين الماء. ولقد ثبت هذا فيما بعد بالتحليل الكهربي، إذ وضعت أنبوبتا ماء جنبا إلى جنب وأرسل تيار كهربي خلال كليهما. وكانت الفقاقيع التي ظهرت في إحدى الأنبوبتين أسرع بمقدار الضعف من الفقاقيع التي ظهرت في الأنبوبة الأخرى. وعندما تحول جميع الماء إلى " فقاقيع " وتم فحص غازي الأنبوبتين واختبارهما، وجد أن إحداهما كانت تحتوي على الهيدروجين والأخرى على الأكسجين

بنسبة اثنين إلى واحد. وعندئذ ثبت أن الماء مركب كيموي رمزه (H_2O).

وترجع أهمية الهيدروجين إلى أنه أبسط العناصر جميعا. وهو العنصر الوحيد الذي تخلو نواته من أي نيوترونات، كما أنه العنصر الوحيد الذي له، بروتون واحد أو شحنة موجبة، في نواته وبدون الإلكترون الذي يدور حول نواة الهيدروجين لكانت بروتونا واحد ولا شئ آخر. وجميع البروتونات واحدة، ولقد سبق أن رأينا أن عدد البروتونات، أو نويات الهيدروجين، هو الذي يحدد طبيعة جميع العناصر وخواصها الكيموية والفيزيقية. وعلى ذلك فالهيدروجين، هو عنصر البداية وحجر البناء لجميع العناصر الأخرى. ولما كانت ذرة الهيدروجين تحتوي على بروتون واحد في نواتها التي لا تحتوي على أي نيوترون، فهي تكاد تكون أقل من وحدات الكتلة. وعلى ذلك فالهيدروجين أخف مادة في الوجود. وثمانون قدما مكعبة من الماء تزن أكثر من طنين، وتزن ثمانون قدما مكعبة من الهيدروجين أقل من أوقية واحدة. وكثافة الهيدروجين السائل ٠,٠٧ من الجرام للسنتيمتر المكعب. ووزن الهيدروجين المتجمد أخف ثلاث مرات من وزن الفلين.



وحيث إن جميع الأحماض تحتوي على الهيدروجين فإن من أبسط الطرق لإنتاج هذا الغاز هو إضافة حمض إلى الفلزات، لأنه في كل حالة تقريبا، سيعطي الحمض زائدا الفلز ملح الفلز زائدا الهيدروجين :

$$2HCl + Zn \rightarrow ZnCl_2 + H_2$$

٢ندكل + خ –> خ كل٢ + ند٢

ويحضر الهيدروجين بمقادير كبيرة بالتحليل الكهربي لمحلول من الصودا الكاوية، وكذلك بوساطة تفاعل البخار مع الزنك أو الحديد المسخن، فيتكون أكسيد الزنك أو الحديد ويتصاعد الهيدروجين.

وللهيدروجين متماكنان : الديتريوم والبرتيوم. والديتريوم، وهو المتماكن الأهم، ليس سوى نواة هيدروجين مع نيوترون واحد مضاف إليها. وبالتالي فكتلته ضعف كتلة ذرة الهيدروجين العادية تقريبا. ويرمز إليه بالرمز D بدلا من الرمز H.

ويطلق عليه اسم الهيدروجين الثقيل، رغم أنه خفيف للغاية. والماء المصنوع من الهيدروجين الثقل ويكتب هكذا (D_2O). والاستعمال الرئيسي للديتريوم والماء الثقيل هو في الفيزيقا النووية. والنيوترون الوحيد في ذرة الهيدروجين (النيوترون المفرد الوحيد في أي عنصر) يعمل بمثابة قذيفة ذرية تنقذف بسرعة بالغة على نويات العناصر الأخرى فتحرر نيوترونات أخريات، وتكتب العناصر في الفيزيقا النووية مع الكتلة النووية في الركن العلوي الأيسر، هكذا :

$$^{1}H \quad 4He \quad ^{7}Li \quad ^{235}U \;, \; ....$$

ويعني هذا في الواقع الهيدروجين مع بروتون واحد، والهيليوم مع بروتونين ونيوترونين، والليثيوم مع ٣ بروتونات و ٤ نيوترونات، واليورانيوم مع ٩٢ و١٤٦ نيوترونات. ويكتب الديتريوم هكذا ^{2}Dلبيان أن له نواة هيدروجين زائدا نيوترونا واحدا.

وإذا كنت قد درست الكيميا فستذكر أن جميع الأملاح هي أملاح فلزات، مثل كلوريد الفضة، وأكسيد النحاس، وكبريتات النحاس، ونترات الزنك، وبروميد البوتاسيوم، ومئات من الأملاح الأخرى. ولن ترى قط أملاحا للغازات في الطبيعة. فلا يوجد مركب مثل نترات الأكسجين أو أكسيد الكلور أو كلوريد النيون. والهيدروجين هو العنصر الغازي الوحيد الذي له مسلك الفلزات. فلدينا كبريتات النحاس، ولدينا كذلك كبريتات الهيدروجين (حمض الكبريتيك). ولدينا نترات الفضة وكذلك نترات الهيدروجين (حمض النيتريك). وذلك لأن الهيدروجين يشغل مركزا فريدا

بتقدمه مجموعتين من العناصر : المجموعة الهالوجينية (الفلور، الكلور، البروم، اليود، الخ...) ومجموعة الأقلاء (الليثيوم، الصوديوم، البوتاسيوم، السيزيوم، الفضة، النحاس، الذهب، الخ...) وهو مثل الهالوجينات في أن له إلكترونا واحدا أقل من الغاز الخامل التالي له، وهو الهيليوم : وهو يشبه فلزات الأقلاء في أن له إلكترونا واحدا سهل الانفصال.

الفصل الثالث

الهيليوم. العنصر الذي عرفنا بالذرة

ساعد الهيليوم العلماء على استقصاء وتفهم البنية الذرية أكثر من مساعدة أي عنصر آخر لهم. ونواة ذرة الهليوم، التي تحتوي على بروتونين ونيوترونين فقط، وتكتبهكذا : He^{4}، ٤هي، ليست سوى جسيم الفا المعروف الذي تطلقه باستمرار العناصر المشعة مثل الراديوم، والثوريوم، واليورانيوم. وكان الفيزيقي البريطاني أرنست رذرفورد أول من لاحظ هذه الحقيقة، وكانت بحوثه وتجاربه التي أجراها على نواة الهيليوم هي التي قدمت إلى العالم عام ١٩٠٣ البنية الكهربية للذرة، وقدمت كذلك الحقيقة التي تقول بأن المادة حيثما كانت تتكون من ملايين الملايين التي لا حصر لها من شحنات كهربية دقيقة موجبة وسالبة. وساعد الهيليوم على إثبات صيغة اينشتاين الشهيرة عن (الكتلة – الطاقة) ومهد الطريق لعصر الطاقة الذرية.

ولقد حسبت بعناية كتلة البروتونين والنيوترونين التي تكون نواة الهيليوم ووجد أنها ٤,٠٣٣٠٨ وحدات كتلة، بيد أن هذا الرقم لم يتوافق تماما مع كتلتها عند وزنها، إذ تبين بالوزن الفعلي أن كتلة نواة الهيليوم ٤,٠٠٢٧٨، بفرق مقداره ٠,٠٣٠٣٠ وحدات كتلة عن الكتلة المحسوبة. ومهما تكن الطريقة التي أجرى بها الحساب والوزن كان هذا

الفرق يظهر دائما، ولم يفسر تفسيرا تاما إلى أن فهمت النظرية النسبية.

وثبت أن الفرق ٠,٠٣٠٣٠ وحدات كتلة هو " الطاقة الرابطة " للنواة على هيئة كتلة، وأن هذا هو الذي يتحول إلى طاقة حرارية عند شطر النواة. وأدى هذا الإدراك بعد دراسته بعناية وتطبيقه على عناصر أخرى، إلى مولد القنبلة الذرية. والهيليوم هو ثاني أخف المواد الموجودة ويكاد يكون في بساطة الهيدروجين من حيث بنيته. ولما كانت نواة الهيليوم ^{4}He، ليست سوى جسيم ألفا الذي تحرره العناصر المشعة، فهي تلعب دورا بالغ الأهمية في الفيزيقا النووية الحديثة. وعند قذف العناصر الخفيفة، مثل الليثيوم أو البيريليوم، بالديتريوم، أو الهيدروجين الثقيل، تتحرر جسيمات الفا. ويرمز إلى جسيم الفا بالرمز ^{4}H ٤ يد، وبذلك يكون لدينا :

$$^{7}Li + {}^{2}D \leftarrow 2\ {}^{4}He + {}^{1}n$$

وتعني هذه المعادلة في الواقع أن الجسيمات السبعة في نواة الليثيوم (ثلاثة بروتونات وأربعة نيوترونات) تنتج عند قذفها بالجسيمين الموجودين في نواه الديتريوم (بروتون واحد ونيوترون واحد) جسيمين ألفا، تعرفان باسم نواتي الهيليوم، ولكل منهما بروتونان ونيوترونان في نواتها، مع تحرير النيوترون الوحيد المتبقي. وبالحساب البسيط فإن :

٤ نيوترونات + ١ نيوترون = ٢ * ٢نيوترون

٣ بروتونات + ١ بروتون ٢بروتون +١ نيوترون

وهذه النيوترونات المحررة هي التي تنتج الانشطار النووي وتصنع المفاعلات الذرية. ولقد كان معروفا منذ وقت طويل أن أطياف العناصر المختلفة تعطي خطوطا ساطعة يسجلها العلماء بالحروف. مثال ذلك، يحترق الصوديوم مع لهب ساطع أصفر، وعند إرسال هذا الضوء (د) خلال منشور وتفرقه فإنه يعطي خطا أحمر شديد السطوع. وبدراسة هذه الخطوط المختلفة في أطياف العناصر المختلفة يمكن للعلماء تحديد أي العناصر توجد في جو الشمس والنجوم. وحتى عام ١٨٦٨ لم يكن أحد قد حلل قط جو الشمس، رغم دراسة عدة حالات كسوف كلي للشمس. وفي ذلك العام نجح في الهند الفلكي الفرنسي بيريانسن (pierre Janssen) في إجراء أول تحليل بمنظار التحاليل الطيفي (تحليل اسبكتروسكوبي) لحالة كسوف للشمس. ووجد يانسن الهيدورجين والصوديوم في جو الشمس، ولكنه دهش إذ وجد قريبا من الخط (د) للصوديوم خطا لامعا أصفر لم يكن يبدو عليه أنه ينتمي إليه. وظن أنه خطأ في منظاره الطيفي، فحاول أن يعيد إنتاج هذا الخط الجديد في معمله بجهاز أفضل وأدق ولكنه أخفق مرارا في عمل ذلك، فدون النتيجة التي حصل عليها وسرعان ما أثار ذلك اهتمام الفلكيين الآخرين. واقترح عالم بريطاني هو سير نورمان لوكير (sir Norman Lockyer) أن هذا الخط الجديد يوضح وجود عنصر جديد تماما لم يشاهد قط من قبل وأنه لا يوجد على الأرض. وأطلق على هذا العنصر الجديد اسم (الهيليوم)، مأخوذة من (helios) الكلمة الإغريقية للشمس. ولم يسجل شئ أكثر من هذا عن هذا العنصر الشمسي الجديد حتى تابع سير وليم رامزي (sir

William Ramsay) من أن صب حمض معين على خام اليورانيوم ينتج عنه الأزوت. أجرى رامزي تجربة هيلبراند، ولاحظ بالتحليل الطبقي نفس الخط الأصفر اللامع الذي اكتشفه يانسن في جو الشمس من خمسة وعشرين عاما خلت. وعبأ رامزي الغاز الجديد في قنينة وأرسلها إلى السير وليم كروكس (sir William Crookes) الذي تحقق من أنه الهيليوم. وأثار هذا الاكتشاف للهيليوم على الأرض اهتماما شديدا في الدوائر العلمية، واجتذب عناية العالمين الفذين لوردرايلي (Lord Rayleigh) والدكتور موريس ترافير (Dr. Morris Travers) اللذين عملا مع رامزي واكتشفا أربعة غازات خاملة أخرى : النيون، الأرجون، الكريبتون، الاكسينون – وكلها عناصر لم تكن معروفة من قبل وتوجد آثار من هذه الغازات في الجو، ولكن المصدر الرئيسي للهيليوم هو العناصر المشعة مثل الراديوم والثيوريوم واليورانيوم. والهيليوم أخف من الهواء، ولما كان أول غاز خامل يستكمل حلقته الأولى، فإنه لا يتحد كيمويا مع أي عنصر آخر. وهو غير قابل للاشتعال، وكان يستعمل في ملء البالونات عندما كانت شائعة من عدة سنوات. وهو مثل الهيدروجين في أن استعماله محدود، وتكمن قيمته الرئيسية في معامل الفيزيقا. وأهم خاصية للهيليوم هي تسليه. فتحت ضغط عظيم يتسيل الغاز، ويتميز السائل بأنه أبرد مادة وأخف سائل موجود. فليس هناك شئ على الأرض في برودة الهيليوم السائل. وإذا وضعنا إبريقا به هيليوم سائل على قرص من الثلج فإنه يغلي بدرجة من العنف تعرضه للانفجار. ودرجة حرارة انصهار هذا السائل العجيب حوالي ٢٧٢,٢ درجة مئوية تحت الصفر.

وقد نظن أن هذه البرودة غير شديدة عندما نفكر في الناحية القصوى الأخرى لدرجات الحرارة. وإذ لا يوجد حد للحرارة، كما يلوح لنا من خارج

بعض النجوم، فلماذا يوجد حد للبرودة ؟ لماذا لا نستطيع الهبوط بالحرارة إلى ١٠,٠٠٠,٠٠٠ درجة تحت الصفر ؟ والجواب عن ذلك هو أن البرودة مفهوم سلبي تماما، فالبرودة نقص في الحرارة، وليست سوى ذلك. إن الحرارة هي التي تحفظ تحرك جزيئات الغازات، وإذا توقفت الحرارة تتوقف الجزيئات ويختفي حجم الغاز. ولقد ثبت أن أي غاز يتناقص بنسبة ٢٧٣/١ من حجمه مع كل درجة حرارة مئوية واحدة من التبريد، وعلى ذلك فمن المتوقع أنه عند الانخفاض إلى درجة ٢٧٣ مئوية تحت الصفر تختفي جميع حجوم الغازات فلا يوجد شئ اسمه الغازات. وهذه الدرجة تحت الصفرية (٢٧٣ أو ٢٨٣,١٨ إذا تحرينا الدقة) تعرف باسم " الصفر المطلق " وهي النقطة إلى جاهد العلماء للوصول إليها بالتجارب.

ولقد أمكن تخفيض درجة حرارة الهيليوم إلى ٠,٠٢ من درجة نقطة التلاشي هذه، ولكنها لم تصل إليها بعد.

ويستعمل الهيليوم عند الغطس في البحار العميقة، وهو استعمال هام وإن كان غير معروف بوجه عام. فأزوت الهواء يجنح تحت الضغط إلى التذاوب في الدم، وعند صعود الغطاس وانخفاض الضغط ينبثق الأزوت من الدم على هيئة فقاقيع دقيقة، مسببا آلاما فظيعة. والهيليوم أقل ذوبانا بكثير من الأزوت، وعند إضافته إلى الهواء في خوذة الغطاس فإنه يمنع تذاوب الأزوت في دمه، وبذلك يخفف كثيرا من آلامه فيما بعد عند صعوده إلى السطح.

الفصل الرابع

فلزات الأقلاء التي تشعل النار على الماء

لا يمر يوم دون أن نرى أو نستعمل أو نتداول الفلزات. فنحن نركب في عربات من الصلب ونأكل الأطعمة المعبأة في علب مطلية بالقصدير، ونسحب الماء من مواسير من الرصاص، ونطهي الطعام في أوان من الألومنيوم ونشتغل داخل مبان يدخل الصلب في إنشائها، ونتلفن عبر أسلاك من النحاس، ونشتري الأشياء بعملات من الفضة والبرونز، ونتحلى بحلي من الذهب والبلاتين، ونستعمل المعادن باستمرار في آلاف الأغراض وبآلاف الطرق. والمعادن، وأغلبها عناصر قد أصبحت لازمة لحياتنا اليومية لزوم الهواء الذي نتنفسه، وعلى ذلك فلا غرو أن نفكر فيها كمواد صلبة ثقيلة لامعة يمكن تداولها وتشكيلها إلى آلاف من المواد والمعدات والعدد والمهمات والمكنات التي تيسر الحياة لنا جميعا.

إلا أنه يوجد ستة عناصر فلزية تختلف تماما عن سائر العناصر الأخرى. وهذه العناصر هي الليثيوم والصوديوم والبوتاسيوم والربيديوم والسيزيوم والفرنسيوم، وتكون المجموعة الهالوجينية. وهذه العناصر الستة هي، في وجوه عديدة، بعكس ما نتوقع أن يكون عليه أي فلز. فبدلا من أن تكون صلبة وثقيلة نجد أنها جميعا خفيفة ورخوة. وبدلا من أن تكون لها نقط انصهار مرتفعة مثل الحديد والنحاس، فإنها تنصهر عند درجات حرارة

منخفضة لا تكاد تصدق. وبدلا من أن تكون سهلة التداول ومفيدة في صنع آلالات وأدوات المائدة وبناء المباني والمعدات العامة، فإنها أخطر من أن تلمس، وتسبب حروقا حادة وبثورا، وتنفجر بعنف عند تلامسها مع الماء. ولما كان الهواء يحتوي مقدارا معينا من بخار الماء، فلا يمكن تعريض معظمها للهواء لأية فترة ملحوظة دون أن تنحل، ولهذا السبب فإن استعمالها كفلزات محدود في الوقت الحاضر.

وفلزات الأقلاء متشابهة إلى حد كبير. وهي تأتي مباشرة بعد الغازات الخاملة التي حلقات ذراتها تامة، وعلى ذلك فلها جميعا حلقات جديدة مع إلكترون منفرد في كل منهما. إذا تذكرنا أن حلقات الإلكترونات يرمز إليها بالحروف (ك)إلى (ق) فيمكننا أن نحصل على صورة لهذه العناصر الستة كما يلي :

الليثيوم ك$_{٢}$ ل$_{١}$

الصوديوم ك$_{٢}$ ل$_{٨}$ م$_{١}$

البوتاسيوم ك$_{٢}$ ل$_{٨}$ م$_{٨}$ ن$_{١}$

الروبيديوم ك$_{٢}$ ل$_{٨}$ م$_{١٨}$ ن$_{٨}$ه$_{١}$

السيزيوم ك$_{٢}$ ل$_{٨}$ م$_{١٨}$ ن$_{١٨}$ه$_{٨}$ و$_{١}$

الفرنسيوم ك$_{٢}$ ل$_{٨}$ م$_{١٨}$ ن$_{٣٢}$ه$_{١٨}$ و$_{٨}$ ق$_{١}$

وفلزات الأقلاء تأخذ اسمها من أنها تكون أقلاء (قلويات) عند تفاعلها مع الماء. والقلوى هو أية مادة تتعادل مع حمض. ولقد سبق أن عرفنا أن جميع الأحماض تحتوي على الهيدروجين، وبالطبع فإن أفضل طريقة لعمل الماء بهذا الهيدروجين هو إضافة " تجميعة " من الهيدروجين والأكسجين إليه، وبذلك فإن :

$$H+ \ OH= \ H_2o$$

وهذه ال (oH) تعرف باسم الهيدروكسيد وتتكون بسرعة عند تلامس أي فلز من فلزات الأقلاء هذه مع الماء، وعلى ذلك فإن :

$$2Na \ + \ 2K_2O \ = \ 2Na \ OH \ + \ H_2$$

هيدروجين   هيدروكسيد الصوديوم ماء   صوديوم

أو

$$2K \ + \ 2H_2O \ = \ 2KoH \ + \ H_2$$

هيدروجين   هيدروكسيد البوتاسيوم   ماء   بوتاسيوم

أي إن فلزات الأقلاء تكون مع الماء هيدروكسيدات، ويعتبر آخر فأنها تحول الماء إلى الأقلاء (القلويات) التي تعادل الأحماض. وإذا اعتبرنا هذه الفلزات في مجموعها، مع حذف الفرنسيوم الذي لا يكاد يعرف عنه شئ تقريبا، تتضح أمامنا الحقائق التالية: إنها جميعا خفيفة ورخوة بدرجة لا تكاد تصدق، فالليثيوم، وهو أخف العناصر الصلبة، وأخف فلز في

الوجود يطفو على الماء، كما أنه أخف وزنا من معظم الأخشاب. والسيزيوم هو أكثر الفلزات المعروفة رخاوة. إنه رخو بحيث يمكن أن تعتصره بين أصابعك، ويمكن قطعة بسكين كليلة بالكيفية التي تقطع بها قطعة من الجبن. وله كذلك أقل نقطة انصهار من بين جميع الفلزات، إذ يبدأ في الانصهار عند درجة حرارة الغرفة العادية، ولفزات الأقلاء الأخرى نقط انصهار أعلى من السيزيوم، وهي أكثر منه صلادة إلى حد ما، رغم أنه من الممكن القطع في معظمها بسكين. ما السبب في أن هذه الفلزات على هذا القدر من الليونة وخفة الوزن؟ وما السبب في أن نقط انصهارها بالغة الانخفاض؟ وما السبب في شدة نشاطها لتكوين المركبات، وخاصة مع الماء؟ إن تفحصنا للجدول يعطينا إجابات هذه الأسئلة:

العدد الذري	العنصر	رمز العنصر	العدد الكتلي	الكثافة (جرام / سم^{٣})	القطر الذري (وحدات انجستروم)	الصلادة (الماس = ١٠)	نقطة الانصهار (٥ م)	نقطة الغلايان (٥ م)	نقطة التأين	الحجم
٣	الليثيوم	Li	٧	٠.٥٣٤	٣,١٣	٠,٠٦	١٨٦,٠	١٢٢٠	٥,٤	١٥,٥
١١	الصوديوم	Na	٢٣	٠,٩٧١	٣,٨٣	٠,٤	٩٧,٥	٨٨٠	٥,١	٢٩,٠
١٩	البوتاسيوم	K	٣٩	٠,٨٧٠	٤,٨		٦٢,٣	٧٦٠	٤٤,٣	٥٥,٠
٣٧	الروبيديوم	Rb	٨٥	١,٥٣	٥,٠٢	٠,٣	٣٨,٥	٧٠٠	٤,٢	٦٤,٠
٥٥	السيزيوم	Cs	١٣٣	١,٨٧٣	٥,٤	٠,٢	٢٨,٥	٦٧٠	٣,٩	٨١,٧
٧٨	البلاتين	Pt	١٩٥	٢١,٢٧	٢,٧٦٩	٤,٥	١٧٧٣	٤٣٠٠	٨,٩٦	١١,٠

لاحظ، مثلا، مدى اختلافها عن البلاتين يبين العمود الخامس كثافاتها مقارنة مع البلاتين. يمكنك أن ترى على الفور الفرق الشاسع، فكثافة البلاتين ٢١,٣٧ جرام للسنتيمتر المكعب. أي إنه أثقل من الليثيوم الذي تبلغ كثافة ٠,٥٣٤ أربعين مرة فقط، وهو أثقل إحدى عشرة مرة من أثقل فلزات الأقلاء، فما السبب في ذلك ؟

وللجواب عن هذا، قارن الأعداد الكتلية (عدد البروتونات والنيوترونات في النواة) والأحجام الذرية لفزات الأقلاء مع العدد الكتلي والحجم الذري للبلاتين. فالعدد الكتلي لليثيوم ٧ فقط، مما يعني أن نواته تحتوي على ثلاثة بروتونات وأربعة نيوترونات. والعدد الكتلي للبلاتين ١٩٥، وعلى ذلك فإن نواته " يملؤها، ٧٨ بروتونا و ١١٧ نيوترونا، وحجم ذرة الليثيوم ١٥,٥، في حين أن حجم ذرة البلاتين ١١، وبذلك فإن كتلة من سبعة بروتونات ونيوترونات تدور داخل حجم ذري أكبر من الحجم الذري للبلاتين، الذي يمتلئ بكتلة من ١٩٥ بروتونات ونيوترونات. وهذا هو السبب في أن الليثيوم على هذا القدر من خفة الوزن، والبلاتين بهذا الثقل. ولفلزات الأقلاء الأخرى نفس هذه العلاقات العامة. ولأن جميع فلزات الأقلاء خفيفة الوزن، وكذلك لأن أحجامها الذرية وأقطارها الذرية أعظم مما للذرات الأخرى (للسيزيوم أكبر قطر)، تكون لها بالضرورة أقل نقط انصهار من بين جميع العناصر، كما أنها أشد الفلزات الموجودة رخاوة. ويمكننا مقارنتها مع الزبد أو البرافين. ففي الزبد أو البرافين تكون الجزيئات متباعدة كثيرا عن بعضها البعض، مما يسمح بوجود حيز أكبر من المعتاد فيما بينهما. وهذا يجعلها رخوة وسهلة التحرك

والتحول إلى سوائل عند تسليط حرارة بسيطة عليها. والذرات الكبيرة لفلزات الأقلاء تحتوي على إلكترونات وبروتونات ونيوترونات قليلة نسبيا، والحيز " غير الممتلئ " داخل نوايات هذه الفلزات يجعلها رخوة وخفيفة الوزن. ولأنها رخوة فمن الطبيعي أن تكون أكثر استجابة للحرارة وأسهل انصهارا. قارن نقطة انصهار السيزيوم، الذي ينصهر عند درجة ٢٨,٥ مئوية مع نقطة انصهار البلاتين الذي ينصهر عند درجة ١٧٧٣ مئوية، وسترى على الفور الفرق الشاسع بين الفلزين، الذي يرجع أساسا إلى التكوين الداخلي لذراتهما.

ولقد سبق أن ذكرنا أن العناصر تتحد نتيجة لاتجاذب الكهربي بين إلكتروناتها الخارجية، كما رأينا كيف يحدث ذلك بين الهالوجينات وفلزات الأقلاء. وعند إعطاء الإلكترونات كمية تحرك تكفي لانفصالها عن الذرات، يقال إن الذرات قد " تأينت "، ويطلق على الجهد الكهربي اللازم لتفكيك هذه الإلكترونات من الذرة اسم " جهد التأين ". ومن الطبيعي أنه كلما زاد اقتراب إلكترون ما من نواته ازداد جهد التأين، وزادت صعوبة فصل هذا الإلكترون من الذراة نتيجة للتجاذب المصادف للبروتونات الموجبة في النواة. وعلى عكس ذلك، كلما تباعد الإلكترون عن النواة، ازدات سهولة انفصاله من الذرة. ونتيجة لحجم ذرات فلزات الأقلاء والمسافة الكبيرة نسبيا بين الإلكترون الخارجي المفرد وبين نواته تزداد سهولة فصل هذا الإلكترون المفرد. وهذا هو السبب في أن مجموعة فلزات الأقلاء شديدة النشاط والتفاعلية.

الليثيوم

الليثيوم هو الفلز الوحيد (من بين فلزات الأقلاء الخمسة التي ذكرناها) الذي ينتظره استعمال واسع النطاق في الصناعة، فله من بينها أعلى نقطة انصهار، وهو أصلدها وأمتنها، ويمكن تعريضه للهواء دون خطر الانفجار. ويمكن درفلته إلى رقائق وسحبه إلى أسلاك، ولكن ندرته وطبيعته غير المستقرة تحد من استعماله في الوقت الحاضر.

ويتميز الليثيوم بأنه أول وأبسط جميع العناصر الصلبة. وهو كذلك الأول في بدء الحلقات أو المدارات الكبرى في الذرات. وباستثناء الهيدروجين والهيليوم، فلا يوجد شئ في الوجود له مثل كتلته الصغيرة، ولا توجد أية مادة صلبة في الكون لها خفة وزن الليثيوم. والليثيوم الفلزي نادر جدا ولا يوجد حرا قط في الطبيعة. وهو يحضر بالتحليل الكهربي لملح ليثيوم مصهور، مثل كلوريد البوتاسيوم والليثيوم، بعيدا عن الهواء والرطوبة والماء. وهو فلز فضي ضارب إلى البياض وأكثر صلادة من جميع فلزات الأقلاء الأخرى.

وفي عام ١٨١٧ اكتشف السويدي المرموق أوجست أرفدسن (August Arfvedson) فلز الليثيوم في أثناء تحليله الخواص الكيموية للبيتاليت، وهو مادة أرضية نادرة تنجم في السويد. ولاحظ أرفدسن أنها تحتوي على قلوي جديد لم تكن طبيعته وخواصه معروفة من قبل. وسرعان ما أدرج العنصر الجديد في مكانه بالجدل الدوري وأطلق عليه اسم (الليثيوم) مأخوذا من الكلمة الإغريقية (lithos) التي تعني (الحجر).

وينتج الليثوم الآن من مادة معدنية تعرف باسم السبوديومين، أو سليكات الليثيوم والألمونيوم، ويوجد أغلبها في ولاية نورث كارولينا بالولايات المتحدة الأمريكية. ويتاح تجاريا في ثلاث هيئات مختلفة بدرجة نقاء ٩٨ في المائة. وهذه الهيئات الثلاث هي : (١) رمل وحبيبات، (٢) ملليمترات وطوله ١٦ سنتيمترا، (٣) كتل يزن كل منها ٨٠٠ جرام. وهو يورد ويشحن إلى العملاء مغمورا بالكيروسين ومعبأ في علب محكمة ضد تسرب الهواء. واستعماله الرئيسي حاليا هو في الصناعات المعدنية. وهو يتذاوب في كثير من المعادن، ويتسابك معها، فيجعلها أمتن وأصلد مما هي عليه في العادة.

ويستعمل الليثيوم في البطاريات الكهربية، وبعض أنواع معينة من الزجاج، وعاملا مساعدا لتشكيلة جديدة من المطاط الصناعي، كما أنه فلز تسابك مثالي. ولقد تزايد استعماله في القنبلة الهيدروجينية – للتحكم في طاقتها غير المحدودة للاستعمالات السليمة – لأنه أرخص بكثير من اليورانيوم ٢٣٥، كما أنه غير مشع.

ويتحد الليثيوم بسرعة مع معظم العناصر الأخرى لتكوين أملاح الليثيوم، وأشهرها الكربونات والسترات. ويستعمل هذان الملحان في الطب لإزالة حمض البوليك من الجسم.

الصوديوم والبوتاسيوم

لا يوجد هذان العنصران القلويان قط بهيئة حرة في الطبيعة. ويوجد الصوديوم غالبا في ماء البحر على هيئة كلوريد الصوديوم. وتحتوي القشرة

الأرضية على ٢,٦٣ في المائة من أملاح الصوديوم على هيئة كلوريد وكربونات ونترات.

ولقد عرف الملح العادي وكربونات الصوديوم منذ قرون عديدة، ولكن الطبيعة الحقيقية الكيموية للصوديوم والبوتاسيوم الفلزيين لم تعرفه حتى عام ١٨٠٧ عندما أنتجهما السير همفري دافي (Sir Humphry Davy) لأول مرة. حلل دافي هيدروكسيد البوتاسيوم المصهور في خلية كهربية ونجح في الحصول على مقادير صغيرة من الصوديوم بالتحليل الكهربي لملح الطعام المألوف. وفي عام ١٨٥٦ حضر العالم الفرنسي هنري سان – كلير ديفيل (Henri Sainte - Claire Deville) مقادير أكبر من الصوديوم النقي بتسخين كربونات الصوديوم والفحم والجير في وعاء حديدي.

والصوديوم الفلزي موصل جيد للحرارة والكهربا. وهو يتفاعل مع الماء " مشعلا النار على الماء ". وينتج انفجار عنيف إذا ألقيت بضعة أرطال من الصوديوم الفلزي في دلو من الماء. كذلك يتفاعل الصوديوم انفجاريا مع معظم الأحماض غير العضوية ويكون مركبات مع جميع العناصر تقريبا. وهو يكون سبائك مع فلزات عديدة مثل : الأنتيمون، والزرنيخ، والبزموث، الكدميوم، والذهب، والرصاص، والزئبق، والقصدير.

واستعمال الرئيسي للصوديوم الفلزي هو في مصابيح بخار الصوديوم. ويستعمل كذلك في سيقان صمامات محركات الطائرات لتصريف الحرارة من رؤوس الأسطوانات. والصوديوم والبوتاسيوم هما

العنصران اللذان يكونان أعظم عدد من المركات غير العضوية. فهما يتحدان مع جميع العناصر الأخرى تقريبا. ويكون الصوديوم أكثر من ١٦٠ مركبا مختلفا، في حين البوتاسيوم حوالي ١٦٢ مركبا. وأملاح الصوديوم والبوتاسيوم من التعدد بحيث لا يجدي أن نذكر هنا سوى القليل منها أو نبين استعمالاتها. فكلوريد الصوديوم هو ملح الطعام. وتتكون معظم أنواع الصابون التي نستعملها من الصوديوم متحدا مع الأحماض الدهنية وهيبوكبريتات الصوديوم من أهم الكيماويات في مجال التصوير الفوتوغرافي. ويطلق عليه عادة اسم (الهيبو). ونترات الصوديوم هو المركب الرئيسي لمعظم المفرقعات. وبيكربونات الصوديوم قاعدة لمعظم حبات الدواء التي نبتلعها. وثنائي بورات الصوديوم، الذي يعرف عادة باسم البوراكس، منظف ممتاز يستعمل على نطاق واسع. وبروميد البوتاسيوم مهدئ معروف للأعصاب. وتستعمل كلورات البوتاسيوم على نطاق واسع في تحضير الأكسجين، وبرمنجنات البوتاسيوم كيموي هام جدا في التصوير الفوتوغرافي. والصوديوم البوتاسيوم من التشابه بحيث يمكن أن نسميهما أخوين توأمين، رغم أن بنيتهما الذريتين مختلفتان. ومما لا شك فيها أن الصناعات الدوائية لا يمكن أن تستغني عن هذين العنصرين الهامين.

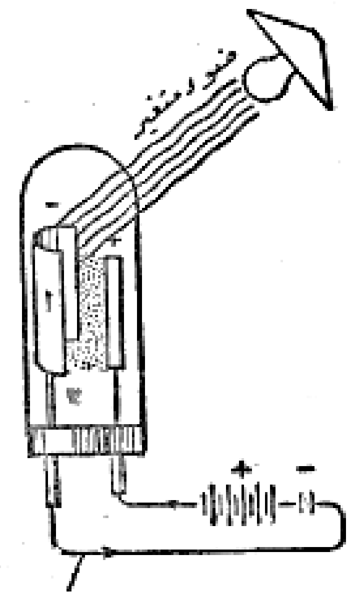
الروبيديوم

اكتشف روبرت بنزن (Robert Bunsen) وجستاف كيرشهوف (Gustav Kirchhoff) عام ١٨١٦ الروبيديوم، العنصر الرابع في سلسلة

فلزات الأقلاء، وللعنصر ذاته في وقتنا الحاضر استعمال قليل جدا. ومع ذلك، توجد له عدة أملاح تستعمل تشكيلة كبيرة منها في الصناعة.

السيزيوم

اكتشف بنزن وكيرشهوف عام ١٨٦٠ السيزيوم، آخر فلزات الأقلاء الخمسة، وحضراه من الليبيدوليت. ولقد أصبح الفلز هاما في السنوات الحديثة لما له ولأملاحه من مقدرة ملحوظة على تحرير الإلكترونات تحت تأثير الضوء وأبسط تغير في شدة الضوء يحدث تغيرا مناظرا في تدفق الإلكترونات، أي في سريان التيار الكهربي – وهي خاصة بالغة الأهمية في معظم الاختراعات الكهربية الحديثة. فمعظم الخلايا الضوئية الكهربية، وكذلك جهاز الاستقبال، التليفزيوني، لا تقوم بوظيفتها بدون استعمال السيزيوم وأملاحه، وبالأخص أكسيد السيزيوم. وبخار السيزيوم على الفضة المتأكسدة يعطي خلية ضوئية شديدة الحساسية.



تتغير شدة التيار الكهربي في هذه الدائرة
مع تغير شدة الضوء على « أ » .

الفصل الخامس

المجموعة الهالوجينية

تشمل المجموعة الهالوجينية الفلور، والكلور، والبروم، واليود، والأستاتين (لن نناقش العنصر الأخير هنا لأن المعلوم عنه قليل جدا)، وهي العناصر " الآخذة " التي تحتاج حلقتها الخارجية إلى إلكترون واحد فقط لتكتمل. وهي تشبه فلزات الأقلاء في أنها جميعا نشطة جدا، كما يشبه بعضها بعضا شبها ملحوظا. والهالوجينات جميعا لا فلزية وموصلات رديئة للكهرباء (لاحظ عدد الإلكترونات الكبير في أقصى حلقة خارجية)، وكلها سامة، وهي جميعا تكون أحماضا قوية مع الهيدروجين، حيث إن للهيدروجين إلكترونا واحدا فقط في ذرته. وهذا مبين بوضوح فيما يلي :

الفلور = ك$_{٢}$ ل$_{٧}$ + H ==HF (حمض الهيدروفلوريك) ك$_{٢}$ ل$_{٨}$

الكلور = ك$_{٢}$ ل$_{٨}$ م$_{٧}$ + H ==HCl (حمض الهيدروكلوريك) ك$_{٢}$ ل$_{٧}$ م$_{٨}$

البروم = ك$_{٢}$ ل$_{٨}$ م$_{١٨}$ ن$_{٧}$ + H ==HBr (حمض الهيدروبروميك) ك$_{٢}$ ل$_{٨}$ م$_{١٨}$ ن$_{١٨}$

اليود = ك$_{٢}$ ل$_{٨}$ م$_{١٨}$ هـ$_{٧}$ + H ==HI (حمض الهيدريوتيك) ك$_{٢}$ ل$_{٨}$ م$_{١٨}$ ن$_{١٨}$ هـ$_{٨}$

لاحظ أن الحلقة الأخيرة في كل عنصر لها سبعة إلكترونات وأن الإلكترون الواحد في الهيدروجين يكمل هذه الحلقة، مما يسمح بتكون الحلقة التالية. وإليك حقيقة مشوقة للغاية : ينتج استكمال الحلقة الأخيرة باتحاد العناصر الهالوجينية مع الهيدروجين أحماضا نشطة للغاية تتفاعل بسرعة مع معظم العناصر لتكوين أملاح (هالوجين تعني "مكون للملح"). ولكن استكمال الحلقة الأخيرة في الطبيعة، بدون إضافة الهيدروجين أو أي عنصر آخر، ينتج الغازات الخاملة :

الهيليوم ك$_{٢}$

النيون ك$_{٢}$ ل$_{٨}$

الأرجون ك$_{٢}$ ل$_{٨}$ م$_{٨}$

الكريبتون ك$_{٢}$ ل$_{٨}$ م$_{٨}$ ن$_{٨}$

الاكسينون ك$_{٢}$ ل$_{٨}$ م$_{١٨}$ ن$_{١٨}$هـ$_{٨}$

والغازات الخاملة لا تكون قط مركبات مع أي عنصر. والتكونات الحلقية للغازات الخاملة تشبه التكونات الحلقية للأحماض الهالوجينية، بيد أنها مختلفة تماما بعضها عن بعض.

والآن فلنلق نظرة على الجدول التالي :

العدد الذري	العنصر	الرمز الكبوي	العدد الكتلي	كثافة السائل (حجم / سم^{٣})	القطر الذري (وحدات انجستروم)	جهد التأين (إلكترون – فولت)
٩	الفلور	F	١٩	١,١٤	١,٣٦	١٧,٤
١٧	الكلور	Cl	٣٥	١,٥١	١,٩٤	١٣,٠١
٣٥	البروم	Br	٨١	٣,١٢	٢,٢٦	١١,٨٤
٥٣	اليود	I	١٢٧	٤,٩٣	٢,٧	١٠,٤٤

لاحظ تناقص جهد التأين مع تزايد العدد الكتلي والقطر الذري، فالفلور، وهو الهالوجين الذي له أصغر قطر ذري وعدد كتلي، له أعلى جهد تأين. ولا يوجد أي عنصر آخر له مثل هذا القطر الذري الصغير، ومثل هذا الجهد التأيني العالي. وذلك يجعل الفلور أكثر العناصر نشاطا في الوجود وهو يتحد بسرعة مع كل عنصر من العناصر باستثناء الغازات الخاملة.

الفلور

لا يوجد الفلور حرا في الطبيعة. وهو ينتج من الفلوريت، واسمه مأخوذ من الكلمة اللاتينية (Fluere) ومعناها " يتدفق " أو ينساب. ورغم أن كارل ويلهلم شيله (Karl Wilhelm Scheele) في عام

١٧٧١. ولويس – جوزيف جاي – لوساك (Louis - Joseph Gay-Lussac) في عام ١٨٠٩، ولويس – جاك ثينو (Louis-Jacques Thenaud) في عام ١٨١٢، قد قاموا ببحوث واسعة على هذا العنصر الجديد، بل وأنتجوا حمض الهيدروفلوريك دون التحقق من طبيعة الفلور وخواصه، إلا أنه لم ينتج حقيقة لأول مرة إلا في عام ١٨٨٦ حيث أنتج العالم الكيموي العظيم مواسان (Moissan) الفلور النقي بالتحليل الكهربي. وألفة الفلور العظيمة للعناصر الأخرى هي التي أحبطت المحاولات المبكرة لعزله وإنتاجه.

والفلور هو أول وأخف الهالوجينات وأشدها خطرا. وهو غاز أصفر ضارب للأخضرار يمكن أن يتسبب في الموت المؤلم، لا من استنشاقه فحسب، ومن حروق شديدة جدا على الجلد، ومن إتلاف الأنسجة. ويرتدي العاملون في جو الفلور أقنعة أكسجين وقفازات سميكة مصنوعة من " النيوبرين ". ومن المحظور ارتداء الملابس العادية، وتتم الوقاية من الخواص التغلغلية لهذا الغاز البالغ النشاط باستعمال منسوج من النيوبرين الصامد للنيران على أساس من الزجاج المليف. ويتداول الفلور تحت ضغط في وعاء محاط بجدار من الصلب تخانته حوالي ربع من البوصة.

ويحلل الفلور الماء على الفور لتكوين حمض الهيدروفلوريك، وهو من أخطر الأحماض المعروفة. وعند استعمال حمض الهيدروفلوريك تراعي نفس الاحتياطات التي تتبع عند استعمال غاز الفلور. وهذا الحمض يحرق الجلد ويسبب العمى إذا لامست أدخنته العين. ويجب الاحتفاظ به في أوعية

برافينية، حيث إنه يتفاعل مع الزجاج وجميع السليكات الأخرى.

وللفلور جهد طاقة بالغ الارتفاع مما يجعله مثاليا لإضافة قدرة دافعة هائلة إلى وقود الصواريخ. كما أنه محسن دقيق للدائن (البلاستيك) والعقاقير ومع ذلك فإن أهم استعمال له في الصناعة هو " تنميش " الزجاج لمعايرة الترمومترات والقوارير والأجهزة الكيموية الأخرى. ويستعمل كذلك في تحضير عدة أملاح فلورية يضاف بعضها، في هيئة مخففة للغاية، إلى ماء الشرب ليعاون على الاحتفاظ بسلامة الأسنان وليمنع تآكلها. ولم يعتمد بعد الماء (المفلور) بصفة عامة لأن مزاياه لم تعرف معرفة تامة.

ويتفاعل الفلور بعنف مع الماء والمركبات العضوية، مولدا حرارة عظيمة مع احتمال حدوث انفجارات. ولهذا السبب يلزم عند شحن الفلور إزالة أي آثار للرطوبة، أو الدهان، او الشحم، أو الزيت، أو المركبات العضوية الأخرى من الأسطوانات المصنوعة من الصلب التي يعبأ فيها، وإلا فإن الحرارة المتولدة من تلامسها مع الفلور قد تتسبب في حدوث اشتعال أو انفجار.

الكلور

الكلور من أنشط الغازات، ويكاد يكون في مثل نشاط أخيه الغازي، الفلور. ولون الكلور أصفر مخضر، وله رائحة حادة نفاذة خانقة وسام مميت إذا كان بكميات مركزة. وهو الغاز الذي استعمله الألمان في الحرب العالمية الأولى، فأرسلوه أولا ضد الحلفاء في بلجيكا عام ١٩١٥. ولكن

لما كان إرساله في الهواء يتوقف على هبوب ريح ملائمة، وكذلك لأنه حدث في مناسبات عديدة تغير مفاجئ في اتجاه الريح فانقلب وبالا على الألمان أنفسهم، فقد بطل استعماله. " وشيله "، الذي أنتج الفلور، هو الذي أنتج الكلور عام ١٧٧٤، ولكن طبيعته لم تفهم حتى استقصاه سير همفري دافي عام ١٨٠٨ وهو عنصر موجود بوفرة عظيمة، لأنه أحد المكونات الرئيسية لماء البحر على هيئة **كلوريد،** ملح الطعام العادي. وهو أعظم شيوعا على هذه **الهيئة،** حرة. ويحضر الكلور بإضافة حمض **الكبريتيك** بالتحليل الكهربي لهذا الملح. ولما كان **الكلور** يتحد بسرعة جدا مع الماء لتكوين حمض **الهيدروكلوريك**

$$H_2 O \rightarrow 2HCl + O$$

(كل٢ + ند٢ا ← **٢ ندكل**

وهذا الأكسجين (O) الذي يتحرر عند تلامس منسوج أو مادة أخرى رطبة مع الكلور، ليس هو الأكسجين المعتاد، بل هو أكسجين وليد (حديث التولد)، له في جزيئه ذرة واحدة بدلا من ذرتين. ولقد أثبت الكيموي أميديو أفوجادرو (Amedeo Avogadro) أن جزيئات جميع الغازات تحتوي على ذرتين. وهذا هو السبب في أنها تكتب هكذا Cl_2، H_2، O_2، الخ... وهذا الأكسجين الوليد (O_1) نشط جدا ومتشوق للسطو على أي شئ ليتمكن منه، وعلى ذلك فإنه يتحد مع ذرات الصبغات أو القذارة التي في المنسوجات وبذلك يسهل غسلها. وتعرف هذه العملية باسم " التقصير "، ولا يمكن أن يكون لأي عنصر آخر جودة

الكلور في التقصير. وهو كذلك مطهر مفيد. ومسحوق التقصير (هيبوكلوريد الكالسيوم) وكلوريد الجير مثالان لأهمية الكلور في الصناعة.

البروم

البروم هو العضو الثالث في مجموعة الهالوجينات، وهو أقلها في المسلك (الدرامي). ومع ذلك فله امتياز واحد، وهو أنه العنصر الوحيد بجانب الزئبق الذي يكون سائلا في درجات الحرارة العادية. ومن بين جميع العناصر نجد أن الزئبق والبروم يكونان سائلين في درجة حرارة الغرفة، وليس من شك في أن هذا امتياز واضح. والبروم يشبه اليود من حيث وجوده في ماء البحر وفي كثير من النباتات والحيوانات البحرية. ولقد اكتشف أنطون – جيروم بالارد (Antoine –Jerome Balard) البروم عام ١٨٢٦ وأخذ اسم العنصر الجديد من الكلمة الإغريقية (bromos) التي تعني (المتن). والبروم يشبه الهالوجينات الأخرى في أن أدخنته سامة ويحرق السائل الجلد مسببا قروحا مؤلمة. وهو يختلف عن أشقائه العناصر – في أنه سائل أحمر كاو مدخن، وكان المظنون أنه اليود، حتى أجرى عليه اختبار الكشف عن اليود (فيتحول إلى اللون الأزرق الداكن) فلم يسلك هذا المسلك مما أثبت أنه عنصر آخر. ويستعمل البروم أساسا في تحضير البروميدات، وهي ذات قيمة بالغة في التصوير الفوتوغرافي، وجميع المستحلبات الفوتوغرافية تقريبا هي بروميد الفضة، وإذا أخذت في اعتبارك ما لدينا مع صور فوتوغرافية وأفلام سينمائية فستتحقق من أن ملح هذا العنصر السائل مهم للغاية. ويستعمل بروميد الاثيلين مضافا إلى رابع إثيل

الرصاص في البنزين كمانع للخبط في محركات الاحتراق الداخلي. وبروميدات البوتاسيوم والصوديوم مقويات ممتازة للأعصاب.

اليود

العضر الأخير في أسرة الهالوجينات الذي نتحدث عنه هنا عنصر صلب، وهو أمر يجعل الهالوجينات فريدة في نوعها، إذ لا توجد مجموعة أو أسرة أخرى من العناصر تظهر فيها حالات المادة الثلاث عند درجات الحرارة العادية. ولكن لدينا هنا غازين، وسائلا واحدا، وجامدا واحدا – وكلها عناصر لها نفس الخصائص العامة.

ولقد اكتشف اليود قبل البروم، أكتشفه الكيموي الفرنسي العظيم برنار كورتوا (Bernard Courtois) فعند تحضيره لنترات البوتاسيوم من ملح البارود لجيوش نابليون لاحظ أن الأوعية النحاسية المستعملة في التحضير قد تأكلت. وعزا ذلك إلى كربونات الصودا التجارية غير النقية التي استعملها في طريقته، ولو كان الذي صادف هذا أحد غير كورتوا لكان من المرجح أن يصرف النظر عن التأكل الذي حدث. ولكن كورتوا تنبه إلى ما حدث فكشف الطبقة المتأكلة وأضاف إليها حمض الكبريتيك فنتج بخار بنفسجي لامع، كون عند تسخينه وتكثيفه قشورا بلورية، وإذ لم يكن كورتوا متأكدا تمام التأكد مما وجد، فلقد أرسل هذه القشور إلى جاي – لوساك، الذي سرعان ما تعرف فيها على عنصر جديد كل الجدة أطلق عليه اسم (اليود) الذي أخذه من الكلمة الإغريقية (iodes) ومعناها " شبيه البنفسج " وفي يوم ٦ من ديسمبر ١٨١٣ عرض جاي – لوساك

خواص اليود على مؤسسة فرنسا الامبالية (the Imperial Instiute of france)، ومنذ هذا الوقت أقر الجميع لوجود العنصر الجديد.

واستعمل اليود استعمالا عمليا لأول مرة في الطب، إذ وجد طبيب سويسري اسمه جان – فرانسوا كونديه (jean - francois - coindet) أن محلولا مخففا من اليود في الكحول كان فعالا للغاية في معالجة تضخم الغدة الدرقية. ولما كان اليود ساما فلقد ثبت أنه مظهر ممتاز واستعمل أولا في معالجة جراحات الجنود في الحرب الأهلية الأمريكية كذلك ثبت قيمة اليود في تجارب التصوير الفوتوغرافي المبكرة، وذلك بعد أن وضع لويس داجير (louis daguerre) في عام **١٨٣٩** مصادفة ملعقة فضية على قطعة معدنية كانت قد عولجت باليود. وأنتج ذلك يوديد الفضة، وهي حساسة جدا للضوء، وأدت في النهاية إلى ابتكار بروميد الفضة وتطور الفن الفوتوغرافي واليود مثل باقي الهالوجينات – لا يوجد بهيئة فلزية في الطبيعة. وهو يحضر من الأملاح التي توجد في رماد الأعشاب البحرية

الفصل السادس

فلزات الأقلاء الأرضية

هذه العناصر الفلزية قريبة الشبه من فلزات الأقلاء. وهي خفيفة الوزن جدا، والأقطار الذرية لذراتها لا تكاد تقل عنها لفلزات الأقلاء، وإذا تفحصت بنياتها الحلقية ستجد أن اختلافها الوحيد عن فلزات الأقلاء هو في وجود إلكترون واحد إضافي في الحلقة الخارجية :

ولقد سبق أن رأينا مدى النشاط البالغ لفلزات الأقلاء في الاتحاد مع الأكسجين. ونفس الشئ حقيقي لفلزات الأقلاء الأرضية. فكلها يكون أملاح، والإلكترونان الموجودان في الحلقة الخارجية يتحدان بسرعة مع الأكسجين لتكوين أكاسيد. والسبب في هذا واضح ولكنه مشوق. فالحلقة الخارجية لذرة الأكسجين تحتوي على ستة إلكترونات وتحتاج إلى إلكترونين لتكتمل. وبنيتها الحلقية هي (ك$_٢$ ل$_٦$). ولقد رأينا كيف أن ذرتي هيدروجين، مع إلكترونيهما، يتحدان على الفور مع ذرة الأكسجين هذه لتكوين الماء (H_2O) وبنفس الكيفية تتحد الذرتان الموجودتان في الحلقة الخارجية لفلزات الأقلاء الأرضية مع الأكسجين لتكوين أكاسيد. وهي تعطي هذين الإلكترونين

فلزات الأقلاء

٣ ليثيوم ك$_{٢}$ ل$_{١}$

١١ صوديوم ك$_{٢}$ ل$_{٨}$ م$_{٥}$

١٩ بوتاسيوم ك$_{٢}$ ل$_{٨}$ م$_{٨}$ ن$_{١}$

٣٧ روبيديوم ك$_{٢}$ ل$_{٨}$ م$_{١٨}$ ن$_{٨}$ ه$_{١}$

٥٥ سيزيوم ك$_{٢}$ ل$_{٨}$ م$_{١٨}$ ن$_{١٨}$ ه$_{١}$

٨٧ فرنسيوم ك$_{٢}$ ل$_{٨}$ م$_{١٨}$ ن$_{٣٢}$ ه$_{١٨}$ و$_{٨}$ ق$_{١}$

فلزات الأقلاء الأرضية

٤ بريليوم ك$_{٢}$ ل$_{٢}$

١٢ مجنزيوم ك$_{٢}$ ل$_{٨}$ م$_{٢}$

٢٠ كالسيوم ك$_{٢}$ ل$_{٨}$ م$_{٨}$ ن$_{٢}$

٣٨ إسترانشيوم ك$_{٢}$ ل$_{٨}$ م$_{١٨}$ ن$_{٨}$ ه$_{٢}$

٨٦ باريون ك$_{٢}$ ل$_{٨}$ م$_{١٨}$ ن$_{١٨}$ ه$_{٨}$ و$_{٢}$

٨٨ راديوم ك$_{٢}$ ل$_{٨}$ م$_{١٨}$ ن$_{٣٢}$ ه$_{١٨}$ و$_{٢}$

الموجودين في حلقاتها الخارجية بمجرد تلامسها مع الأكسجين، ويأخذ الأكسجين بسرعة هذين الإلكترونين ليكمل حلقته. وأفضل خاصة معروفة للمجنزيوم هي اتحاده السريع مع الأكسجين لتكوين أكسيد المجنزيوم. ويكون هذا مصحوبا دائما بحرارة شديدة وضوء مبهر قصير

الدوام. ونفس الشئ حقيقي ولكن بدرجة أقل بالنسبة للكالسيوم، وهو العضو الثالث في أسرة فلزات الأقلاء الأرضية. ونحن نعرف أن الحديد أتحد خلال مئات الملايين من السنين مع أكسجين الهواء لتكوين خام الحديد، أي أكسيد الحديد. كذلك فإن الكالسيوم خلال نفس هذه الفترة الزمنية التاسعة قد اتحد مع أكسجين الهواء لتكوين الحجر الجيري، أي أكسيد الكالسيوم. وهذا هو مصدرنا الرئيسي من الكالسيوم. وبزيادة تعقد ذرات فلزات الأقلاء الأرضية فإن قابليتها للاتحاد مع الأكسجين تقل، وذلك لسبب بسيط هو أن معظم حلقاتها قد استكمل. ويعطي الجدول المدرج فيما يلي بعض الخواص الهامة لعناصر الأقلاء الأرضية، علاوة على الألمونيوم الذي له خواص مماثلة. لاحظ بالأخص الأقطار الكبيرة للذرات والكثافات المنخفضة لهذه العناصر. لاحظ كذلك شبهها لفلزات الأقلاء. والألمونيوم يلي المجنزيون في العدد الذري، ويشبه جدا فلزات الأقلاء الأرضية في خواصها.

العدد الذري	العنصر	الرمز الكيموي	العدد الكتلي	الكثافة (جم/سم^{٢})	القطر الذري (وحدات انجستروم)
٤	بريليوم	Be	٩	١,٨٢	٢,٣
١٢	المغنسيوم	Mg	٢٤	١,٧٤	٣,٢
٢٠	الكالسيوم	Ca	٤٠	١,٥٥	٣,٩٣
٣٨	الإسترونشيوم	Sr	٨٨	٢,٥٤	٤,٢٩
٥٦	الباريوم	Ba	١٣٨	٣,٥	٤,٥
٨٨	الراديوم	Ra	٢٢٦	٥,٠	
١٣	الألومنيوم	Li	٢٧	٢,٦٩٩	٢,٨٢

البريليوم

اكتشف هذا العنصر لأول مرة الكيموي الفرنسي لويس نيكولا فوكلين (louis nicolas vauquelin) في عام ١٧٩٨ حيث استخلصه من معدن يسمي البيريل، وهو فلز خفيف الوزن جدا ولونه رمادي داكن، ويلي الليثيوم في جدول العناصر. ولهذا العنصر أربعة إلكترونات فقط في ذرته، وله عدد كتلي إجمالي تسعة فقط. ورغم أنه قريب الشبه من الليثيون إلا أنه صلد ومتين، ويستعمل اساسا عنصرا سبيكيا للفلزات الأخرى ليكسبها المتانة والقوة. والصلب البريليومي معدن مثالي لصنع التروس واليابات والحدبات (الكامات) والمحامل (الكراسى) وأجزاء الآلات الأخرى التي يجب أن تكون متينة وقوية. وهو كذلك قريب الارتباط بالمجنزيوم والألومونيوم كيمويا وفيزيقيا. وكان يستعمل على نطاق واسع في التطوير المبكر للطاقة الذرية، لأنه كان يصلح هدفا جيدا لتحرير النيوترونات عند قذف جسيمات ألفا. وكانت تزداد سرعة هذه الجسيمات وتعطي طاقة هائلة في جهاز السيكلترون ثم تقذف في النهاية على نويات ذرات البيرليوم لتجعلها تعطي نيوترونات الحلقة (ن). وهذا موضح في المعادلة التالية، وفيها العدد الأعلى هو العدد الكتلي، والعدد الأسفل هو العدد الذري :

$$^{9}Be_{4} + {}^{4}He_{2} \rightarrow {}^{12}C_{6} + {}^{1}n_{0}$$

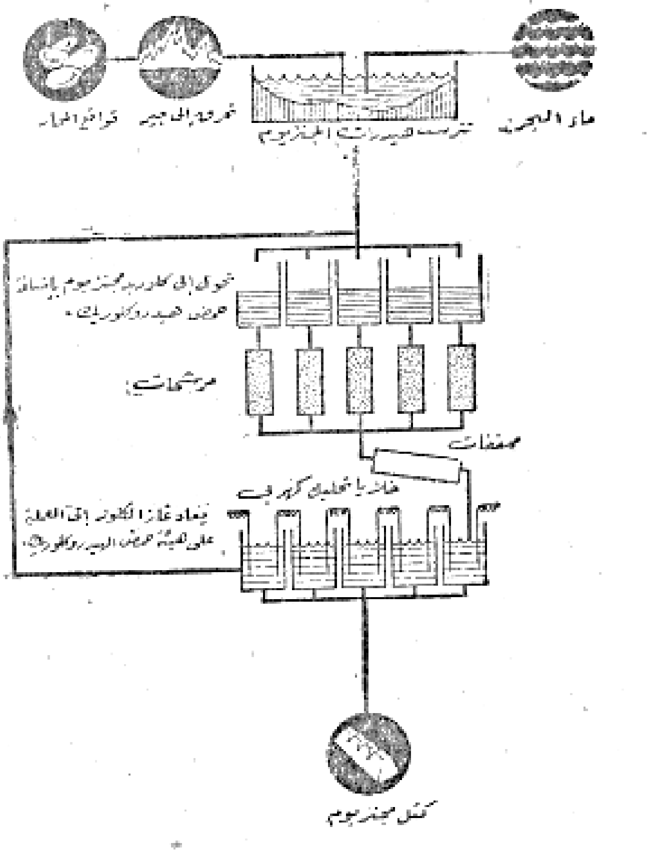
لاحظ توازن الأعداد الكتلية، والأعداد الذرية، وأن هيئة من هيئات الكربون تنتج من تحرير النيوترون. لاحظ كذلك أن ($^{4}H_{2}$) هي نواة

الهيليوم، التي تعرف باسم جسيم ألفا.

المجنزيوم

المجنزيوم ثاني فلزات الأقلاء الأرضية، وهو عنصر خفيف الوزن، جدا، وموزع على نطاق واسع في الطبيعة على هيئة سليكات وكربونات وكلوريد. ولقد اكتشفه بلاك (Black) عام ١٧٥٥، ولكن دافي (Davy) استخلصه لأول مرة عام ١٨٠٨. والمنجنيز فلز أبيض فضي يعتم في الهواء الرطب لتكوين أكسيده. وهو يتحد كذلك بسرعة مع العناصر الأخرى لتكوين عدة أملاح مفيدة يستعمل الكثير منها، وبالأخص السترات، في الطب. وينتج المجنزيوم تجاريا على هيئة أشرطة رفيعة ورقائق تستخدم في بعض أنواع مصابيح الضوء الكهربي وعند تسليط التيار في هذه المصابيح يعطي المجنزيوم ضوءا لحظيا باهرا. وتستعمل مصابيح الوميض (الفلاش) هذه في التصوير الفوتوغرافي وتعتبر تحسينا كبيرا لمسحوق الوميض الذي كان يستعمل من خمسين عاما وبطل استعماله الآن. والمجنزيوم يحترق بسرعة. وصب الماء على لهب المجنزيوم لا يزيده اشتعالا فحسب، بل ويسبب غالبا انفجارا عنيفا. ولقد استعمل الألمان المجنزيوم في صنع القنابل الحارقة التي ألقيت على لندن في الأيام الأولى للحرب العالمية الثانية، لأنه من المستحيل إطفاء لهب وانفجارات المجنزيوم بالماء أو ثاني أكسيد الكربون. ولقد دمرت مئات المنازل قبل أن يتضح أن إلقاء الرمل بمقادير كبيرة هو العلاج الوحيد للاطفاء، والمجنزيوم أخف المواد الفلزية. والعناصر الفلزية الوحيدة الأخف من المجنزيوم هي فلزات الأقلاء،

التي تستعمل قط حتى الآن بهيئتها الفلزية في الصناعة.



إنتاج فلز المجنزيوم من ماء البحر

وتمتاز سبائك المجنزيوم بوزنها الخفيف، وقابليتها التشغيلية الممتازة لصنع الآلات، وتوصيلها الكهربي الجيد، وإمكان تهيئتها لأغراض الصنع والتجميع، ومقاومتها العظيمة للأحماض العضوية. والمجنزيوم النقي رخو

للغاية، ولكن عند سبكه مع الألمونيوم أو الزنك أو المنجنيز نحصل على معدن خفيف مثالي للاستعمالات الهندسية، وخصوصا في بناء الطائرات. ولقد اكتشف حديثا أن إضافة مقادير صغيرة من المجنزيوم إلى مصبوبات (مسبوكات) الحديد الزهر تقلل من قصافتها وتحسن من مطيليتها. وهذه ميزة عظيمة بالطبع، ويحل الحديد الزهر المجنزيومي بسرعة محل الصلب والنحاس الأصفر في بعض أغراض معينة لأنه أرخص سعرا بكثير ويمكن تشكيله بالجملة مع أقل قدر من التشغيل والعمالة المرتفعة التكاليف.

الكالسيوم

الكالسيوم والآسترانشيوم والباريوم تشبه فلزات الأقلاء في ضآلة استخدامها في الصناعة، سواء أكانت على هيئة فلزات أم سبائك فلزية.

والكالسيوم فلز خفيف الوزن جدا ولونه أبيض فضي، وهو مثل الصوديوم والبوتاسيوم في تفاعله مع الماء لتكوين الهيدروكسيد، وهو يشبه المجنزيوم في احتراقه بضوء لامع لتكوين الأكسيد. وفي بداية هذا الكتاب عرضنا الهيدروجين بوصفه غازا وبوصفه عنصرا، واستعماله التجاري كغاز يكاد يكون معدوما، ولكن استعماله كعنصر جوهري لكل نواحي الحياة الآن مركباته توجد في كل شئ حي. ونفس القول يصدق على الكالسيوم، وإن كان بدرجة أقل : فاستعماله كفلز يكاد يكون معدوما، ولكنه من أكثر العناصر وفرة في الجسم البشري. وتحتوي عظامنا وأسناننا على فوسفات الكالسيوم، ويجب أن تتغذى بكثير من أملاح الكالسيوم (التي توجد في كثير من الأطعمة) لبنائها وتقويتها والحفاظ عليها والكالسيوم

خامس أكثر العناصر وفرة في القشرة الأرضية، ويكون على هيئة كربونات الكالسيوم، وهي الكلسايت والجبس والطباشير، وعلى هيئة أكسيد الكالسيوم، وهو الحجر الجيري، والكالسيوم يشبه فلزات الأقلاء في أنه يكون أملاحا مع العناصر الأخرى، وهي من بين أكثر المركبات الفلزية المألوفة استخداما في الصناعة. ويلزم لوصف استخدامات هذه المركبات حيز أكثر مما يحتمل هذا الكتاب الذي يتناول العناصر جميعا. ومع ذلك فإن سليكات الألمونيوم والكالسيوم تستحق الذكر لأنها الأسمنت، ومن المؤكد أن الأسمنت من أهم مواد البناء التي اكتشفت حتى الآن.

الاسترانشيوم والباريوم والراديوم

إذا تفحصت البنية الحلقية لهذه العناصر الثلاثة، فسترى مدى تعقد ذراتها. فالراديوم وهو الأخير في مجموعة فلزات الأقلاء الأرضية أكثرها تعقيدا من حيث بنيته الذرية، إذ أن له ٨٨ بروتونا، و١٥٨ نيوترونا في نواته الدقيقة، و٨٨ إلكترونا تدور حول هذه النواة في سبع حلقات أو مدارات مختلفة. وهو يوجد في خام اليورانيوم، واليورانيوم هو آخر العناصر الطبيعية وأعظمها تعقيدا. وبالنسبة للتعقد المتزايد في هذه العناصر، من الهيدروجين إلى اليورانيوم، يبدو من المنطقي أن نتساءل عن السبب في وجود ٩٢ عنصرا طبيعيا فقط. لماذا تتوقف الطبيعة عن اليورانيوم ؟ لماذا لم تواصل إنشاء ذرات تتزايد في التعقيد ؟ لماذا لا توجد، مثلا، ذرات طبيعية تحتوي على ٣٠٠ أو ٤٠٠ او ٥٠٠ إلكترون وبروتون ونيوترون ؟ ولماذا لا يوجد سوى سبعة تكوينات حلقية فقط، في حين أن الذرة ينطوي أغلبها

على فراغ ؟ وجواب ذلك بسيط، فبازدياد تعقد عنصر ما، ومع تزايد الإلكترونات الدوارة داخل ذرته، وتزايد البروتونات والنيوترونات في نواتها البالغة الدقة، فإن يصبح في النهاية مثقلا بما يحتويه ويبدأ في قذف هذه الجسيمات بمعدل مذهل يبلغ مئات البلايين في كل ثانية. ويمكننا أن نصور هذه الذرات الثقيلة المعقدة بأنها براكين لا نهائية الدقة تثور باستمرار فتنفجر منها الغازات. ومثل هذه العناصر تسمى عناصر مشعة، ويطلق على الجسيمات التي تنقذف منها اسم (الانبعاثات).

وهذه الانبعاثات من ثلاثة أنواع، فالنوع الأول ليس سوى نواة الهيليوم، التي تعرف باسم جسيمات ألفا (α)، وهي تتحرك بسرعة مذهلة تبلغ عشرة آلاف ميل في الثانية : ومع ذلك فالمسافة التي تتحركها بهذه السرعة الخيالية أقل من بوصتين، لأن اصطدامها مع جزيئات الهواء يوقفها في ٣٠٠,٠٠,٠٠٠/١ من الثانية. والنوع الثاني من انبعاثات الراديوم أو الثوريوم أو اليورانيوم هو إلكترونات عالية السرعة تسمى أشعة بيتا (β) وتتحرك أشعة بيتا بسرعات تقارب سرعة الضوء (١٨٦,٠٠٠ ميل في الثانية)، وهي نفس الأشعة المسئولة عن التلفزيون. وتقوم مغنطيسات يجذبها وتوجيهها فتتحرك جيئة وذهابا عبر شاشة التليفزيون حوالي ٤٢,٠٠٠ مرة في كل ثانية. وأشعة بيتا تعرف كذلك باسم الأشعة الكاثودية، لأنها تنساب من الكاثود (–) إلى الأنود (+) في الصمام المفرغ. والنوع الثالث من انبعاثات هذه العناصر المشعة هي أشعة جاما (y)، وهي عظيمة التغلغل وسامه مميته لكل أشكال الحياة، فهي قادرة على التغلغل في بوصة من الرصاص. وهذه الأشعة ليست جزءا من الذرة، بل

هي اضطرابات كهربية مغنيسية تنتج من التفجيرات الذرية، كالتي أنتجها الإنسان في القنابل الذرية والهيدروجينية. ولحسن الحظ أن الجو الذي نعيش فيه يمتصها تماما قبل أن تصل إلينا من الشمس.

ويبلغ معدل انبعاث جسيمات ألفا من جرام واحد من الراديوم حوالي ٣٧ بليون في الثانية. ويستمر هذا بالطبع في كل ثانية. بيد أنه في نهاية أي عام، أي ٣١,٠٠٠,٦٣٦ ثانية، يستمر بقاء ٩٩,٩٦ في المائة من هذا الجرام تظل صحيحة على حالها.

والباريوم عظيم الشبه بالراديوم لدرجة أنه إذا لم يكن الراديوم بالغ الإشعاع والباريوم غير مشع، لكان من الصعب جدا التمييز بينهما، والاسترانشيوم والباريوم متشابهان كذلك إلى حد كبير. فكلاهما فلز نادر الوجود ولونه أبيض فضى، ومن الصعب إستخلاصه، كما أن كثافته منخفضة. ولكليهما ذرات كبيرة الأقطار، وكلاهما له كثير من خصائص فلزات الأقلاء. وإستعمال الإسترانشيوم والباريوم الفلزين قليل، رغم أنه قد أثبت في المستقبل فائدتهما التجارية وتستعمل الآن سبيكة من الباريوم والنيكل في بعض أنواع معينة من شموع الشرر لضمان الحصول علي شرر منتظم ومتساو عند جهد (فولطية) ثابت، وبخلاف ذلك فإن الإهتمام بالباريوم نظرى بحت.

وفى عام ١٩٥٦ أشارت الأنباء التي نشرت فى كثير من الصحف إلي الخطر العظيم الذي سينجم من إستعمال الإسترانشيوم ٩٠ فى الحرب المستقبلية. فللعنصر العادي عدد كتلى ٨٨ و الإسترانشيوم ٩٠، وله

نيترونات إضافيان فى نوات، مشع جدا. ومن المعروف أن الإسترانشيوم يؤثر فى بنية العظام ليحل محل الكالسيوم. والجرعات الضئيلة جدا من أملاح الإسترانشيوم لا تحدث تلفا للعظام. ولكن الإستراشيوم المشع يحدث تلفا خطيرا فيها. فبمجرد دخوله للعظام لا يمكن لشئ فى الوجود أن يخرجه منها. وهو أسرع تفاعلا بكثير من الراديوم، ويتسبب فى تدهور بنية العظام، مسببا إنحلالها مع آلام مبرحه، ويؤدي فى النههاية إلي الوفاه، ولقد كان للباريوم الفضل مرتين – بطريقة غير مباشرة – فى إكتشافات علمية عظيمة. فهو الذى تحدي في عام ١٩٩٨ إصرار ومثابرة سيدة عالمة عظيمة، وأدي إلي إكتضافها هي وزوجها للراديوم، وبذلك قدما إلي العالم علم النشاط الإشعاعى البالغ الأهمية. ولقد كان الباريوم كذلك هو الذي أثار في عام ١٩٣٦ الإهتمام بسيدة عالمة أخري أعلنت فيما بعد للعالم مع زميلين لها، ولأول مرة تقسيم ذرة اليورانيوم ومولد الإنشطار النووي، ولقد بدأ العصر الذري بداية متواضعة فى عام ١٨٩٦، عندما لاحظ الفيزيقي الفرنسي اللامع أنطوان هنري بكيريل (Antoine henri Becquerel) أن بعض ألواح فوتوغلاافيه – كان قد احتفظ بها فى أحد أدراجه مع بعض كتل من البتشبلند (أكسيد اليورانيوم) – قد أثر فيها الضوء. وكان هذا بالتأكيد عجيبا، لأن الدرج لم يكن قد دخله أي ضوء. والخلاصه الوحيده التي تمكن بكيريل من الوصول إليها كانت أن خام اليورانيوم قد أنتج أشعة غير مرئية تغلغلت فى الورق الأسود الذي كانت مغلغلة فيه و أثرت في الألواح الفوتوغرافية. ولاحظ بيكريل كذلك أن الهواء من حول البتشبلند قد تأين، وأنه كانت هناك طاقه آنية من هذا

الخام تكفى لتفريغ مكشاف كهربي (إلكتروسكوب). ولما كان إدراك بيكريل لم يكن قد توصل في ذلك الوقت إلي التفكير فى أن الطاقة قد تبددت بدون مورد مرئي لها، فلقد إعتقد أن هذه الإنبعاثات كانت هى نفس أشعة رونتجن، أو الأشعة السينية التي كانت قد أكتشفت حديثا، ومما حير بيكريل أن الأشعة السينية كانت تنتج بوساطة اتيار الكهربي فى أنبوبة مفرغة من الهواء، وأنه كان يلزم مورد مستمر من التيار للإبقاء علي الأشعة، ولكنه تحقق تماما من أن الخام لم يكن متصلا بأية حال مع أي مورد خرجي للكهربا.

وبعد عامين من إكتشاف بكيريل، إنتقلت إلي باريس ماري سكلودوفسكا، (marie sklodowska)، وهي شابة بولندية فقيرة. ولكنها كانت علي قدر عظيم من الذكاء و الثقافة، لتحضر المحاضرات العملية فى السوربون، وكانت مارى وقتئذ فى السابعة عشرة من عمرها ، فحاهدت لتعيش فى غرفة علوية مظلمه وغير مفروشة، علي ثلاثة فرنكات فقط في اليوم. وكانت فى بعض الأيام تجد ما تأكله، وفى أيام أخري تنسي أن تأكل، وهى فى غمرة إصرارها علي التمكن من الكيميا والفيزيقا والرياضيات. و تركز إهتمام ماري فى إشعة بكيريل، فأجرت عليها التجارب ساعة بعد ساعة، ويوما بعد يوم، فى معملها الذي لم يكن سوي كوخ مؤقت، بارد وعار وتنقصه المعدات الملائمة، وكانت فى بعض الأحيان تعمل حتي تستغرق فى النوم من شدة الإرهاق. وبعد عام من هذا الإستبسال المذهل أثبتت ماري سكلودوفسكا، التى أصبحت فيما بعد مدام مارى كورى، أن أشعة بكيريل نتجت من الطاقة المخزونة داخل الذرات ذاتها، وأنها كانت مختلفة تماما عن الأشعة السينية. وكان هذا

إكتشافا بالغ الروعة، لم يصدقه العلماء فى أول الأمر، ولهم بعض الحق في ذلك.فمن المؤكد أنك ستذهل إذا أنت أمسكت مصباحا ٦٠ وات في يدك ثم بدأ فى الإضاءة دون أن توصله بأى مورد خارجي للكهرباء. طاقة غير محدودة داخل الذرة... فمن أين تأتى إذن ؟ وقام الفيزيقيون والكيمويون بصفة عامة، والزوجان كورى بصفة خاصة، بتركيز إهتمامهم علي عناصر مختلفة مما لها من هذه الخاصة غير العادية، ولكن مارى أثبتت بوضوح أن العناصر التي لها أوزان ذرية عالية جدا، مثل الثوريوم واليورانيوم، وهي وحدها ذات نشاط إشعاعي. وبعد أن تزوجت ماري من بيير كوري – وكان أستاذا مرموقا للفيزيقيا فى السوربون – كرس الزوجان حياتهما لدراسة هذه الإنبعاثات ذات النشاط الإشعاعى. وتمكنا فى النهاية، بفضل التجارب المتواصلة والمثابرة التى لا تكل، من فصل اليورانيوم عن البتشبلند. وإذ تمكنا من ذلك إكتشفنا عنصرا جديدا فى البقايا المختلفة، فأطلقا عليه اسم البولونيوم (polonium) تكريما لوطن ماري الأصلي. ولكن كانت هناك عناصر أخري فى البتشبلند، وبالأخص الباريوم، الذى ليس له نشاط إشعاعى في العادة. وكان الباريوم معروفا جيدا وقتئذ، ولكن الباريوم الذى وجد بعد تجربة مارى كوري الشهيرة كان مشعا قوي الإشعاع، ولاح أنه يتحدي جميع المحاولات لإماطة اللثام عن سره. ومن المؤكد أن الباريوم المشع كان شيئا جديدا، فيقررت ماري كوري أنه لابد من وجود عنصر ما لم يكتشف بعد فى هذا الباريوم، هو الذي يعطيه مثل هذه الهائلة غير العادية، وأو١حت فى بحث علمي أن هذا العنصر الجديد لم يكتشف بعد أكثر إشعاعا ٩٠٠ ضعف من الاليورانيوم،

أما كيف يمكن إستخلاصه والحصول عليه فتلك كانت مسألة أخري. وكلنا يعرف أن الزوجين كوري تمكنا فى النهاية من إستخلاص هذا العنصر الجديد، وإتضح أنه من أقوي العناصر الموجوده فى الوجود. ولقد حسب وزنه الذري بعناية، وروجع نصف عمره الذي يبلغ ١٦٣٢ عاما المرة بعد المرة، وثبت أنه لا ينتج طاقه غير محدودة – علي ما يبو – فحسب، بل إنه مضئ فى الواقع ومرئي فى الظلام. وأطلق علي هذا العنصر وهو من أعظم الإكتشافات الفذة في العالم الحديث. إسم " الراديو ".

وهذا العنصر الثمين من الندرة بحيث يمكن الحصول علي $\frac{1}{48}$ أوقية منه فقط من عشرة أطنان من البتشبلند. وتبلغ قيمة الجرام الواحد ن الراديوم النقي حوالي ٤٠.٠٠٠ دولار. وفى السنوات التى تلت لعب الباريوم دورا هاما في تطور الإنشطار النووى. ففي عام ١٩٠٩ أعلن الدكتور ألبرت أينشتاين، فى نظريته النسبية، أن المادة ليست سوي هيئة أخري من هيئات الطاقه. وقال إنه من الممكن تحويل المادة إلي طاقة بالمعادلة الجديدة الشهيرة ($E = MC^2$) التى تعنى أن مقدار الطاقه فى كتلة معينة، معبرا عنها بوحدات الأرج، يساوى الكتله بالجرامات مضروبه فى مربع سرعة الضوء بالسنتيمترات فى الثانية ولم يتمكن أحد من إثبات ذلك وقتئذ، ولكنها وجهت العلماء وجهة فكرية جديدة. وفى العشرينات حسب العالم الإنجليزي الشهير أرنست رذرفورد (ERNEST RUTHERFORD) كتلة نواة الذره، وإكتشف عالم إنجليزي آخر هو جيمس شادويك (james chadwick) النيوترون وبعد قليل وبعد

قليل من إكتشاف شادويك أيقن أنريكو فيرمى (enrico Fermi)، الفيزيقى الإيطالى فى جامعة روما، أن من الممكن تغيير بنية عنصر ما بقذفه بنيترونات عنصر آخر، وبذلك يمكن تكوين عناصر مختلفة كما كان يحاول كيماويو العرب القدامي و أعاد العلماء فى كل دولة من الدول تجارب فيرمى المرة تلو المرة، ولكن قذف اليورانيوم بالنيترونات فشل فى إنتاج عدد من العناصر المشعة الأخري. ومن هؤلاء العلماء ثلاثة هم : أوتوهان (otto Hahn) و ف. ستراسمان (f , sfrassmann) وليزميتر (lise mietner) وهى فتاة كانت منفية من ألمانيا الهتلرية.

وتم الحدث الذى هز العالم من خلال تجاربهم، ففى أثناء بحثهم عن عناصر جديدة، وبعد عشرات من التجارب المعادة فى قذف اليورانيوم، كانوا يحصلون دائما علي نفس النتيجة – الكريبتون والباريوم. وهنا أيضا ظهر الباريوم فى التاريخ العلمى ليتحدي القائمين بالتجارب. وكانت ليزميتنر هى التى إكتشفت فجأة أن الباريوم، وعدد الذري ٥٦، والكريبتون، وعدده الذرى ٣٦، يبلغ مجموعهما معا ٩٢، وهو العدد الذرى لليورانيوم. والذي تم لم يكن تقسيم نواة ذرة اليورانيوم لأول مرة فى التاريخ فحسب، بل وجد كذلك عند الفحص المتأنى أن بروتونا دقيقا قد تبدل وتحول إلي طاقة. وهكذا ولد الإنشطار النووى وعصر الذرية. وبذلك نري أن العناصر التى لا يكون لها فى بعض الأحيان قيمة تجارية، يمكنها عن طريق النظريات أن تحدث إنقلابا فى معلوماتنا الحديثة. وهذه هى الحالة مع الباريوم، العضو الهام فى فلزات الأقلاء الأرضية.

الفصل السابع

الغازات الخاملة

رغم أن الغازات الخامله يختلف بعضها عن بعض فى تكوينها الداخلى، فإن الغازات ذاتها تتشابه تشابها ملحوظا. ولقد سبق أن عرفنا أن الحلقات الإلكترونية تامة فى كل منها و أن هذا يجعل تلك الغازات " منعزلة إجتماعيا "، برفضها التخالط والإتحاد مع أى عنصر آخر. وبإستثناء الهيليوم، الذي سبقت مناقشته، فإن أسماءها جميعا تنتهى بالحرفين (ون)، وبذلك فمن السهل تذكرها. وهى مدرجة فيما يلى مع بنياتها الإلكترونية :

الهيليوم	ك$_{٢}$
النيون	ك$_{٢}$ ل$_{٨}$
الأرجون	ك$_{٢}$ ل$_{٨}$ م$_{٨}$
الكريبتون	ك$_{٢}$ ل$_{٨}$ م$_{١٨}$ ن$_{٨}$
الأكسينون	ك$_{٢}$ ل$_{٨}$ م$_{١٨}$ ن$_{١٨}$هـ$_{٨}$
الرادون	ك$_{٢}$ ل$_{٨}$ م$_{١٨}$ ن$_{١٨}$هـ$_{١٨}$ و$_{٨}$

ولقد رأينا من قبل أن الهالوجينات وفلزات الأقلاء لا تحدث قط فى الطبيعة بحالتها الفلزية، بل إنها تكون دائما متحدة مع عنصر آخر. ونفس الشئ حقيقى لكل العناصر الفلزية تقريبا، ومعظمها يوجد فى الخامات، ومن النادر وجودها حرة فى الطبيعة، وعلي ذلك فللغازات الخاملة صفة مميزة أخري،، وهى أنها العناصر الوحيدة التى ترفض الإتحاد مع مع أى عنصر آخر. وهى توجد فى هوائنا الجوى بالدرجات المحدودة التالية :

الهيليوم ١ من ٢.٠٠٠.٠٠٠ جزء من الهواء – ويوجد كذلك فى العناصر المشعة

النيون ١ من ٦٥.٠٠٠جزء من الهواء

الأرجون ١ من ١٠٧ أجزاء من الهواء

الكريبتون ١ من ١.٠٠٠.٠٠٠ جزء من الهواء

الأكسينون ١ من ١١.٠٠٠.٠٠٠ جزء من الهواء

الرادون ؟

ومن الجدول التالى نري أن الكريبتون والأكسينون والرادون، التى تضارع أعدادها الكتلية الأعداد الكتلية للفلزات والعناصر الثقيلة، تظل علي هيئة غازات تبلغ كثافتها واحدا من الألف فقط من كثافة العناصر المجاورة لها، وبينما نجد أن هذه الغازات، وهى الوحيدة التى تغزو منطقة العناصر االثقيلة، أثقل من الهواء مرتين و ثلاث مرات، فإنها رغم ذلك تظل علي هيئة غازات، وهو أمر جدير بالملاحظة. لاحظ كذلك نقط الإنصهار ونقط الغليان البالغة الإنخفاض لهذه الغازات الخاملة :

العدد الذري	العنصر	الرمز الكيموي	العدد الكتلي	الكثافة (جرام / لتر)	نقطة الانصهار (مْ)	نقطة الغليان (مْ)
٢	الهليوم	He	٤	٠,١٧٧	٢٧٢,٢	٢٦٨,٩
١٠	النيون	Ne	٢٠	٠,٨٩٩	٢٤٨,٦٧	٢٤٥,٩
١٨	الأرجون	A	٤٠	١,٧٨٣٧	١٨٩,٢	١٨٥,٧
٣٦	الكريبتون	Kr	٨٤	٣,٧٠٨٩	١٥٧	١٥٢,٩
٥٤	الاكسينون	Xe	١٣٢	٥,٨٥	١١٢	١٠٧,١
٨٦	الرادون	Rn	٢٢٢	٩,٧٣	١١٠	٦١,٨

ولأن هذه الغازات الخاملة لا تتأثر أدني تأثر بإمرار التيار الكهربى فيها، فإنها تستعمل فى المصابيح الكهربية وأنابيب الفلورسنت . وتملأ مصابيح شعيرات التنجستن التى نستعملها فى إضاءة منازلنا بغاز الأرجون. وفى الأيام المبكرة للضوء الكهربى حينما كانت تستعمل شعيرات (البامبو)، لم يكن يوجد أى هواء أو أى غاز آخر فى المصباح. وعندما حلت شعيرة التنجستن محل شعيرة الكربون أستعمل الأزوت لأنه " غاز كسول "، ورغم أنه غير خامل، فإنه لا يتحد بسرعة مع المعادن ولكن وجد أن كفاية المصابيح تزيد بإستعمال الأرجون، وهو غاز خامل حقا، وإستعمال آخر هام جدا للأرجون هو فى عدادات جايجر التى تكشف عن وجود العناصر المشعة. ومن بين جميع العناصر الخاملة نجد أن النيون هو أكثرها شيوعا.

فمن الصعب أن تذهب ليلا إلي أى مكان فى المدن دون أن تشاهد إشارات النيون. والنيون هو الغاز المثالى للوحات الإعلانية المضيئة، لأنه رخيص وفعال فى نفس الوقت. وهو يتوهج بلون أحمر عند إمرار التيار خلاله، وتتوهج الغازات الخاملة الأخري بألوان مختلفة : مثال ذلك يعطى الأرجون والكريبتون وهجا أزرق، ويعطي الهيليوم وهجا قرمزيا خفيفا. ويتوهج بخار الزئبق والأرجون المرسلين خلال أنابيب من الزجاج الأصفر بلون أخضر. وللكريبتون قدرات تغلغلية عظيمة، ويمكنه أن ينفذ فى طبقة كثيفة من الضباب يبلغ سمكها أكثر من ١٠٠٠قدم، وقد يعزي ذلك إلي أن قطر ذرته أكبر من أقطار الغازات الخاملة الأخري (بإستثناء الأكسينون، وهو غاز نادر جدا).

والرادون هو إنبعاث الراديوم، أثقل غاز فى الوجود. وهو أثقل مائة مره من الهيدروجين ويبلغ وزنه عشر وزن فلز البوتاسيوم. والرادون فى حالته النقية (وهو أمر نادر الحدوث) أعظم نشاطا من الراديوم النقى بمائة ألف مرة. وهو غاز ضارب إلي الزرقة ونقطة غليانه – ٦١.٨ درجة مئوية، وله إستعمالاته الهامة فى بحوث الإشعاعات والعلاجيات.

الفصل الثامن

مجموعة الأكسجين متعددة المزايا

تشتمل هذه المجموعة علي خمسة عناصر، وجميعها تحتوى أغلفتها الخارجية علي ستة إلكترونات :

الاكسجين ك$_{٢}$ ل$_{٦}$

الكبريت ك$_{٢}$ ل$_{٨}$ م$_{٦}$

السيلينيوم ك$_{٢}$ ل$_{٨}$ م$_{١٨}$ ن$_{٦}$

التيلوريوم ك$_{٢}$ ل$_{٨}$ م$_{١٨}$ ن$_{١٨}$ هـ$_{٦}$

البولونيوم ك$_{٢}$ ل$_{٨}$ م$_{١٨}$ ن$_{١٨}$ هـ$_{١٨}$ و$_{٦}$

وجميع هذه العناصر موصلات رديئة جدا للحرارة والكهربا، لوجود عدد كبير من الإلكترونات فى أغلفتها الخارجية.

الأكسجين

هو العضو الأول فى هذه المجموعة، وعلاوة علي أنه أكثر العناصر وفرة فى الطبيعة، فإن كثيرا من العلماء يعتبره أهمها جميعا. وهو غاز لا لون له ولا رائحة ولا طعم، أثقل قليلا من الهواء، ومن أنشط العناصر كلها،

لأنه يتحد مع أي عنصر آخر (ما عدا الغازات الخاملة). لتكوين أكاسيد. وبدون الأكسجين لا يمكن لأي شئ حي، سواء أكان حيوانا أم نباتا، أن يعيش , ولما لم تكن هناك محيطات أو بحيرات أو أنهار أو مطر أو طقس، بل ولا مساحات كبيرة من الأراضي، لأن نصف كل شئ علي الكرة الأرضية إما مصنوع من الأكسجين و إما يحتوى عليه. فالماء يحتوى علي ٨٩ فى المائة من الكسجين، والتربة والرمل والطفل والحجر الجيري والجرانيت والخامات المعدنية تحتوى كلها علي الأكسجين بنسبة تصل إلي ٥٠ فى المائة. ويتكون ٦٠ فى المائة من الجسم البشرى من الأكسجين، ٢٥ فى المائة (بالوزن) من جو الكرة الأرضية أكسجين، وهو الغاز الذى نستنشقه جميعا لنظل أحياء. والشخص البالغ يستهلك فى المتوسط أوقية من الأكسجين فى كل ساعة من ساعات النهار والليل. وعند البحث فى إمكانية وجود الحياة كما نعرفها علي أى كوكب من الكواكب الأخري فى نظامنا الشمسى، فإن أول سؤالين يتبادران إلي الذهن هما : (١) هل للكوكب جو يحتوي علي الأكسجين ؟ (٢) وهل يوجد ماء علي الكوكب ؟ وإذا كان الجواب " نعم " علي كل من هذين السؤالين فإن الفرصة متاحة جدا للحياه هناك. وإذا لم يحتوى جو الكوكب علي الأكسجينولا يوجد الماء علي سطحه فلا يمكن أن توجد هناك حياه – الحياه كما نعرفها علي كوكبنا.

ومما يصعب تصديقه أن مثل هذا النعصر الهام الموجود الجوهرى لم يكن معروفا حتي نهاية القرن الثامن عشر. فلقد ولدت الكيميا الحديثة فى عام ١٧٧٤ مع تجربة هزت العالمأجراها القسيس الإنجليزي جوزيف بريستلي

(joseph priestley) أحد رجال العالم الخالدين. فلقد جمع بريستلي أشعة الشمس فى بؤرة خلال عدسة حارقة علي أنبوبة مملوءة بالزئبق. وظهر بعد حين مسحوق أحمر علي جانب الأنبوبة وبتسخين هذا المسحوق الأحمر تصاعد غاز كانت تحترق فيه شمعة بسطوع أشد مما لو كانت تحترق فى الهواء. وإستنشق بريستيلي بعض هذا " الهواء الجديد " فأحس بحيوية جسدية وطاقة زائدة. وأطلق علي هذا الغاز الجديد إسم " الهواء النقى "، وتوقع أنه سيأتى الوقت الذ ى يصبح فيه هذا الغاز لونا من ألوان الترف المرموقة.

ولكن بريستلي لم يكن المكتشف الوحيد للأكسجين، إذ كان الكيموي السويدى الألمعى كارل ولهيلم شيله (karl Wilhelm Scheele) قد تمكن من الحصول علي الأكسجين بتسخين ثانى أكسيد المنجنيز. وتابع أنطوان لافوازييه (Antoine Lavoisier) الذى يطلق عليه " أبو الكيميا الحديثة "، تجربة بريستلي، مستخدما جهاز أكثر دقة، و أثبت بصفة قاطعة أن الغاز الجديد كان جزءا من الجو، وأنه عند تسخين أى شئ فى الهواء فإن هذا الغاز الجديد يتحد مع المادة المسخنه لتكوين مسحوق. و أطلق علي الغاز الجديد إسم " الأكسجين"، وعلي المسحوق أو الملح المتكون بإتحاده مع أى عنصر آخر إسم " الأكسيد ". والطريقة القياسه لتحضير الأكسجين فى المعمل هى بتسخين مادة غنية بالأكسجين، فيتصاعد هذا الغاز. فعند تسخين مركب مثل كلورات البوتاسيوم (KCLO3) مع ثانى أكسيد المنجنيز (الذى يستعمل لمساعدة التفاعل) نحصل لي الآتى

$$2KCLO_3 = 2KCL + 3O_2$$

ويحضر الأكسجين فى الصناعة بإسالة الهواء ثم السماح له بالتبخر، فيتصاعد الأزوت الأكثر تطايرا تاركا الأكسجين النقى. وأهم السوائل فى الوجود وهو الماء، كما أنه لحسن الحظ أكثرها وفرة، مما يجعلنا نعتبره شيئا مفروغا منه. بيد أنه إذا توقف موردنا من الماء لفترة قصيره، شهر مثلا، فإن مدينتنا العظيمة تضمحل وتصبح أطلالا دارسة. وإذا لم نمت من الظمأ فمن المؤكد أن نموت من القذاره والأوباء الناتجة عن النقص التام فى الوسائل الصحية. ومن بين العدد الكبير من الزيوت والسوائل الكيموية لا نجد سائلا آخر له بساطة الماء، ولا جماله، ولا ضرورته للحياه. وكل رجل وأمرأة وطفل فى الولايات المتحدة يستعمل مقدارا يتراوح بين ٧٥ و ١٥٠ جالونا من الماء يوميا، وفى مدينه عظيمة مثل نيويورك يزيد الإستهلاك اليومي للماء عن أكثر من بليون جالون، فالماء إذن جوهري للحياه، وهذا الماء إتحاد كيموي بين الهيدروجين والأكسجين , والأكسجين يكون مع شريكيه الهيدروجين والكربون أكثر من ٩٠ فى المائة من جميع الأغذية التى تعتمد عليها المخلوقات الحية. وكل شئ نشربه يحتوى علي الأكسجين. ولقد تظن أنك تشرب لبنا أو قهوة أو شايا أو مشروبا آخر، ولكنك فى الواقع تشرب محلولا مائيا لها وملح الطعام العادى (NACL) من الأطعمه النادره جدا التى لا تحتوى علي الأكسجين. ويكاد يكون من المستحيل أن تعدد عشرة أطعمه مألوفه أخري لا تحتوى علي الأكسجين. وكل ما يخبئه المستقبل لإمكانيات الطاقه الذرية لا يزال موضع الدراسة والبحث، ولكن الحرارة تولد حاليا من الحرق أو الإحتراق. ولا يوجد أى غاز آخر يساعد علي الإحتراق بالكيفية التى يساعده بها الأكسجين، ولا

يمكن بدونه إيقاد نار أو لهب. ولقد كان كل من النار والماء يعتبر فى الماضى عنصرا، ولكن النار ليست شيئا صلبا، وليست سائلا، ولا غازا كما أنها ليست حيوانا، ولا نباتا، ولا معدنا، وعلي ذلك فهى موضوع طريف للعبة العشرين سؤالا. إنما النار أسلوب إحتراق سريع جدا، اوتأكسد، وفيه تتحد جزيئات الكربون أو عنصر آخر، مع أكسجين الهواء علي درجة من السرعة وبقدر من الطاقة بحيث تنتج حرارة متوهجة، فالإحتراق هو في الواقع تأكسد سريع جدا. أو إتحاد عنصر ما مع الأكسجين. ولقد سبق أن رأيتا مدي سرعة تأكسد فلزات الأقلاء وفلزات الأقلاء الأرضية. ويرجع ذلك إلي أنها من بين أخف العناصر وزنا. وكما يحترق الفحم فى فرن منتجا حرارة وثانى أكسيد الكربون، كذلك يتأكسد الطعام فى الجسم البشرى، فيحفظ درجة حرارة الجسم العادية ٣٧ درجة مئوية. ونحن نستنشق الأكسجين الذى يسرى خلال مجري الدم، متحدا مع الكربون، ونزفر هذا الإتحاد علي هيئة ثانى أكسيد الكربون، ونتمكن من عمل ذلك، لأن الهواء ليس إتحادا كيمويا بين الغازات، ولكنه خليط يتكون حوالى ثلاثة أرباه من الأزوت وربعه من الأكسجين. وتوجد آثار أخري من غازات مثل الأرجون والأكسينون فى الهواء، ولكن نسبتها متناهية الضآله. ومن الحقائق المشوقة أن ثانى أكسيد الكربون الذى يزفره الحيوان تمتصه النباتات أثناء النهار وتعطى الأكسجين بدلا منه. وفى الواقع فإن النباتات تمتص مقدارا ملحوظا من من ثانى أكسيد الكربون فى وجود الضوء، وهو ما يعرف باسم التمثيل الضوئي. ولكن عند اختفاء الضوء فإنها تمتص الأكسجين أكثر من إمتصاصها ثانى أكسيد الكربون. وهذا هو

السبب فى ضرورة إخراج النباتات من الحجرات التى بها أشخاص مرضي، لأنهم يحتاجون إلي مقادير وفيرة من الأكسجين فى أثناء ساعات الليل. وعلي ذلك فلدينا دورة منتظمه وبالغة الأهمية بين النباتات والحيوانات – وهى توازن متواصل بين العرض والطلب تمثله المعادله الكيموية التالية :

$$6CO_2 + 5H_2O = C_6H_{10}O5 + 6O_2$$

وتعنى هذه المعادلة أن النباتات بإستعمالها الماد وثانى أكسيد الكربون – تنتج النشا والاكسجين وتستنشق المخلوقات الحية الأكسجين وتزفر ثانى أوكسيد الكربون، وهو الذى تمتصه النباتات لتنتج الأكسجين، هكذا فى الدورة التى لا تنتهى قط.

الكبريت

عنصر هام آخر للحياه العصرية، ولأسباب الراحة والرفاهية فى الضارة الحديثة. وتعتمد الزراعة بصفة خاصة، والصناعة بصفة عامة، اعتمادا كبيرا علي الكبريت. وغالبا ما يقاس إزدهار الأنتاج الصناعي العالمي بدلالة عدد جالونات مض الكبريتيك المستعملة. وسنري الآن السبب فى ذلك. فالكبريت من العناصر القليلة اللافلزية واللاغازية التى كانت معروفة فى الأزمنة القديمة، ولقد ذكر الكبريت فى الإنجيل فى عدة مواضع. وهو واسع الإنتشار فى الطبيعة بالته الحرة ومتد مع عناصر أخري علي هيئة كبريتات وكبريتيتات. وكما أن الكربون يوجد علي صور مختلفة، كذلك فإن الكبريت يوجد علي صور مختلفة تتراوح بين الكتل الرخوة

اللزقة التى تعرف باسم الكبريت غير المتبلر وبين المادة الصلدة البلورية ذات اللون الأصفر اللامع التى تعرف بإسم الكبريت الثمانى أو المعينى.

وتختلف الخواص الكيموية والفيزيقية لهذ الصور بسبب الإختلاف فى عدد ذرات جزيئاتها وبنية الجزيئات ذاتها. ويحتوى جزئ الكبريت المعينى علي ثمان ذرات، وينصهر عند ١١٢.٨ درجة مئوية وتسليط حرارة أكثر يتسبب فى فقد ال١رات فى الجزئ ويغير الصورة البلورية الصفراء إلي الصورة البنية المتبلرة التى توجد فى كل جزئ، من جزيئاتها أربع ذرات فقط. ويجب عدم الخلط بين هذا التحول فى الخواص الكيموية والفيزيقية للكبريت وبين المتماكنات (النظائر). فإن الذرات داخل جزئ الكبريت تتفاوت، ولكن الذرات ذاتها لا تتغير بأية حال. وتحتوى ذرة الكبريت علي ستة عشر إلكترونا وستة عشر بروتونا، بصرف النظر عما إذا كان الكبريت المعينى أم غير متبلر. ونفس الشئ حقيقي للكربون والفسفور والعناصر الأخري التى توجد علي صور كيموية وفيزيقية مختلفة. ولكل متماكنات (نظائر) الكبريت نفس العدد من الإلكترونات والبروتونات فى نواتها، إلا أن عدد البروتونات يتفاوت، وبالتالى يتفاوت العدد الكتلى. ويوجد الكبريت فى اللافا البركانية حيث يكون غالبا بحالته الحرة. وتوجد صور أخري للكبريت فى معدنيات مثل الجالينا، والسينبار، وبيريتات النحاس، والجص ويوجد كذلك فى كثير من المواد العضوية، وبالأخص " صفار " البيض. والرائحة الكريهة للبيض الفاسد هى فى الواقع كبريتيد الهيدروجين، الذى يمكن أن يكون ساما للغاية عند إستنشاقه بكميات كبيرة. ويتحد الكبريت بسرعة مع جميع العناصر، بإستثناء الذهب والبلاتين والغازات

الخاملة، مكونا كبريتيدات وكبريتات، وهو أعظم فائدة بكثير من السلينيوم أو التيلوريوم لأنه أكثر منها وفرة. وهو بالغ الأهمية فى عمليات طبخ (فلكنة) المطاط (ويستعمل منه أكثر من ٤٠.٠٠٠ طن سنويا فى هذا الغرض)، وبدون الكبريت لن تتاح سلع تجارية من المطاط، وحينئذ تضطر صناعة السيارات إلي إغلاق أبوابها ! كما أنه عظيم الأهمية فى إنتاج الورق من لب الخشب، ولولاه لما كانت هناك صحف، أو كتب، أو مجلات، أو أى نوع آخر من الورق، ما عدا الورق الذى يصنع من نوع خاص من الخرق. والأسمدة الصناعية. وتعتمد هذه الأسمدة الصناعية علي حمض الكبريتيك، ولاغني لجميع المحصولات عن الأسمدة. والكبريت يتحد بسرعة مع الأكسجين لتكوين ثانى أكسيد الكبريت، وهو غاز خبيث سام تماما إذا كان بمقادير كبيرة. وهو مادة تقصير مثالية ويستعمل علي نطاق واسع فى عمليات قص القش والورق والمواد المماثلة. ومن بين جميع استخدامات الكبريت فإن أهمها جميعا هو فى إنتاج حمض الكبريتيك، الذي يعتبر أهم الأحماض للإنسان و أكثرها فائدة.

وليس من المبالغة فى شئ إذا قلنا إن كل شئ يصنع اليوم يعتمد مباشرا أو غير مباشر علي حمض الكبريتيك. فهذا الحمض هو سيد الصناعات الكيماوية، ولا غني عنه فى تحضير الأحماض غير العضوية الأخري، مثل أحماض النيتريك، والهيدروكلوريك، والهيدروفلوريك، إلخ.... وحمض الكبريتيك بالغ الأهمية كذلك فى إنتاج الأسمنت والزيوت، والشحوم، والأصباغ، واللدائن، ومنتجات قار الفحم، والأدوية، والكيمويات الدقيقة، وموا التقصير، وورق لب الخشب، والحديد

والصلب، وفى عمليات التحميض (التخليل)، وفى إنتاج الربون، والنيلون، والألوان ومختلف المنسوجات، واللاكيهات، والدهانات، وآلاف السلع الأخري، وهى أكثر من أن يتسع لها الحصر. ويبلغ الإنتاج السنوى من حمض الكبريتيك أكثر من ١٤.٠٠٠.٠٠٠طن، وهو إنتاج يكاد يساوى الإنتاج السنوى الإجمالى من جميع الكيمويات الأساسية غير العضوية الأخري. وحمض الكبريتيك النقى سائل ثقيل زيتي القوام، لا لون له، وتداوله بالغ الخطر، لأنه يحرق الجلد ويتلفه، ويرجع هذا، إلي حد ما، إلي أنه مزيل للماء، فينتزعه حيثما أمكنه ذلك. والماء المخلوط مع حمض الكبريتيك يولد قدرا عظيما من الحرارة. وإذا صب الحمض علي أى من النشويات أو الكربوهيدرات فإنها تسود علي الفور لأنه ينتزع ما فيها من ماء تاركا بقايا متخلفة سوداء من الكربون. والحمض يتفاعل مع معظم الفلزات، وبالأخص الزنك والحديد، فتتكون الكبريتات ويتصاعد غاز الهيدروجين. ويصنع حمض الكبريتيك بعشر طرق أو أكثر، ولكن المبدأ الكيموى واحد فيها جميعا.

فالكبريت يحرق فى الهواء :

$$S + o_2 = so_2$$

لنحصل علي ثانى أكسيد الكبريت. ويزداد تسخين ثانى أكسيد الكبريت فى الهواء :

$$2so_2 + o_2 = 2so_3$$

لنحصل علي ثالث أكسيد الكبريت. وإضافة الماء إلي ثالث أكسيد الكبريت تعطى حمض الكبريتيك :

$$So_3 + H_2O = H_2SO_4$$

السلنيوم والتيلوريوم

العنصران التاليان فى هذه المجموعة وهما السلنيوم والتيلوريوم، يطابقان الكبريت تقريبا. و جميع هذه النعاصر الثلاثة صلدة وهشة وتتحد بسرعة مع الأكسجين لتكوين الأكسيد، أو ثانى الأكسيد، وهى كلها تكون أحماضا الهيدروجين والأكسجين بكيفيات متطابقة :

الكبريتوز	التيلريوز	السلينيوز
H_2SO_4	H_2TeO_3	H_2SeO_3

الكبريتيك	التيلينيك	السلينيك
H_2SO_4	H_2TeO_3	H_2SeO_4

العدد الذري	العنصر	الرمز الكيموي	الكثافة (جرام / سم^3)	القطر الذري (وحدات انجستروم)	اللون	التوصليلة الكهربية
١٦	الكبريت	S	٣,٠٦	٢,١٢	أصفر	ضعيفة
٣٤	السلنيوم	Se	٤,٨١	٢,٣	أحمر رمادي	تتفاوت مع الضوء
٥٢	التيلوريوم	Te	٦,٢٤	٢,٩	أسود	جيدة

لاحظ الفرق ١٨ فى البنية الحلقية عند التدريج من الكبريت ١٦ إلي السلنيوم ٣٤ إلي التيلوريوم ٥٢. وهذا الفرق (١٨) هو بالطبع دورة حلقية كاملة، وهو السبب فى شدة تشابه العناصر. لاحظ كذلك التشابه فى مقاس الذرات وتزايد الكثافة مع زيادة تعقد العناصر، ولاحظ بالأخص توسيلياتها الكهربية. والسلنيوم غير موصل فى الظلام. وهذا التفاوت فى التوصيلية مع تفاوت شدة الضوء يجعل السلنيوم شبيها للسيزيوم فى أهميه كخلية ضوئية كهربية. لذلك يستعمل السلنيوم أحيانا فى الصناعة ويكون فى الغالب بديلا لخلية السيزيوم الضوئية الكهربية. وجدير أن يطلق علي التيلوريوم إسم (الطفل المشكلة) للعناصر وعندما إكتشفه لأول مرة فون ريشنشتاين (Von Richenstein)عام ١٧٨٢ لم يثر ذلك إهتماما كبيرا، ولكن عند إكتشاف اليود، وهو العنصر التالى فى جدول مندليف الشهير للعناصر، وجد أن للتيلوريوم وزنا ذريا أكبر قليلا من الوزن الذرى لليود. وكان ذلك بعكس ما يجب أن يكون عليه. فالوزن الذرى للتيلوريوم

١٢٧.٦١، والوزن الذرى لليود وهو العنصر التالى، ١٢٦.٩١. ولقد روجعت هذه الاحقيقة الغريبة بأكثر من ٤٣ تجربة مستقلة أجراها كيمويون أفذاذ فى دول مختلفة، ووجد أنها صحيحة لا خطأ فيها. ولم يفهم بعد بوضوح السبب فى ذلك، ولا السبب فى أن التيلوريوم – وهو عنصر رخو كثيف إلي حد ما وله ستة إلكترونات فى حلقته الخارجية – موصل جيد للكهرباء. وإذا كان هناك مثال للقول المشهور " الإستثناء الذى يثبت القاعدة " فهو عنصر التيلوريوم.

ويستعمل التيلوريوم صبغة للتلوين فى صناعات الزجاج والخزف. ورغم أنه فلز رخو فإنه يستعمل كذلك ليكسب الرصاص المتانة والصلادة.

البولونيوم

ما يمكن قوله عن البولونيوم، الذى يعرف كذلك بإسم الراديوم ف (Radium F)، قليل جدا سوي أنه عنصر نادر للغاية ومضع عالى الإشعاع. ويستعمل فى الأعمال التجريبية مصدرا لجسيمات ألفا غير المختلطة مع جسيمات بيتا وجاما. وليست له قيمة تجارية.

الفصل التاسع

ثلاثة فلزات نبيلة : الناس والفضة والذهب

أستعملت هذه الالعناصر الثلاثة زمنا طويلا قبل فجر التاريخ المسجل، ولأنها طويلة العمر ومقاومة للتآكل والأحماض فإنها تعرف بإسم الفلزات النبيلة. وهى تكون مجموعة لبنيتها الحلقية النمط المحدد التالي

النحاس	ك٢ ل٨ م١٨ ن١
الفضة	ك٢ ل٨ م١٨ ن١٨ هـ١
الذهب	ك٢ ل٨ م١٨ ن٣٢ هـ١٨ و١

وإذا قارنت هذا مع البنية الحلقية لمجموعة فلزات الأقلاء، فستجد تشابها مدهشا. قارن النحاس مع البوتاسيوم، والفضة مع الروبيديوم، وستجد أن الفارق الوحيد يكمن فى الحلقة قبل الأخيرة. وهذا الفرق هو بالطبع الفرق بين العناصر الرخوة، الخفيفة، صعبة التداول، وذات نقط الإنصهار المنخفضة، وبين العناصر الثلاثة التى هى بعكس ذلك تماما. والإلكترون المفرد فى الحلقات الخارجية لهذه العناصر يسهل فصله من الذرات. كذلك فإن هذا الإلكترون المفرد يشجع علي تدفق الإلكترونات ويجعل تلك العناصر موصلات جيدة. وخواص الفلزات النبيلة الثلاثة تتشابه تشابها مدهشا. لاحظ التساوى التقريبى للأقطار الذرية

وللتوصيليات الحرارية. كذلك فإن التفاوت بسيط بين نقط إنصهارها وغليانها.

والفرق الوحيد الملحوظ هو فى كثافتها، فكثافة الذهب ضعف كثافة النحاس. وإذا قارنت الفضة والنحاس مع الحديد، فستجد الفرق كبير فى التوصيليات الحرارية.

العدد الذري	العنصر	الرمز الكيموي	الكثافة (جرام / سم^{3})	القطر الذري (وحدات انجستروم	التوصيلية الحرارية	نقطة الانصهار (مْ)	نقطة الغليان (مْ)
٢٩ ٤٧ ٧٩	النحاس الفضة الذهب	Cu Ag Au	٨,٩٣ – ٨,٩٥ ١٠,٥٠ ١٩,٣٢	٢,٥٥ ٢,٨٨ ٢,٨٧٨	٠,٩٤ ٠,٩٧ ٠,٧١	١٠٨٣ ٩٦٠,٥ ١٠٦٣	٢٣٠٠ ١٩٥ ٢٦٠٠
٢٦	الحديد	Fe	٧,٨٧	٢,٥٢	٠,١٨	١٥٣٥	٣٠٠٠

ويطلق علي هذه الفلزات أحيانا إسم " فلزات العملات " لأنها أستعملت فى جميع أنحاء العالم منذ أقدم الأزمنة لسك النقود، ولا يمكن أن يعزى إكتشافها لأى مكتشفين بالذات. فمكلها كانت معروفة من أزمنة ما قبل التاريخ وهى مختلفة كذلك عن معظم العناصر الفلزية لأنها توجد غالبا بحالتها الفلزية. ولقد أكتشفت كتلة ضخمة من النحاس النقى تقريبا فى منتصف القرن التاسع عشر فى منطقة البحيرة الكبري (Lake superior) بشمالى ميتشجان. وكانت تزن ٤٢٠ طنا، وطولها حوالى خمسين قدما، وعرضها إثنتان وعشرون قدما، وسمكها ثمان أقدام. كذلك وجدت كتل من الفضة والذهب

بحالتها النقية. ومن المؤكد أن هذه الفلزات مختلفة تماما عن الحديد والألومنيوم اللذين يوجدان دائما متحدين بالأكسجين فى خاماتها. ويمتاز النحاس بأنه أول فلز أستعنله الإنسان، وهو الذى نقله من العصر الحجرى إلي عصر الفلزات. وتاريخ إكتشاف النحاس غير واضح تماما، ولعل إنسان ما قبل التاريخ قد تعرف عليه بالكيفية التالية : ففى أثناء تشكيله للأسلحة البدائية من الصخر لاحظ أن بعض الصخور كانت تحتوى علي مادة صفراء تنصهر فى حرارة النار. وبعد إستخلاص هذا الفلز اللامع من خامه الصخرى أستعمل أول الأمر فى صنع الحلى، ولكن ثبت فيما بعد أنه مثالى ليحل محل الأسلحة الحجرية. وبمضى الوقت، أشعل الرجل القديم نيرانا أشد سخونة مما سبق له إيقادها، وأنتج كميات أكثر وأكثر من النحاس مستخدما أساليب الصهر لبدائية الأولي. وبالطبع لم يكن قد عرف فى تلك الأيام التى تسبق فجر التاريخ المدون أى شئ عن صهر المعادن ولم يكن معروفا قط أن كربون الخشب يتحد مع أكسجين الخام لتكوين ثانى أكسيد الكربون وإستخلاص الفلز وكان الشئ المهم هو أن هذا الفلز الأصفر الجديد مفيد ووفير ويمكن تحويله إلي عدد وأدوات طهى وأسلحة. ورويدا رويدا تزايد إستعمال رجال ما قبل التاريخ للنحاس. وفى كثير من الأحيان كان عنصر القصدير (الذى لم يعرف بوصفه عنصرا إلا بعد قرون عديدة) يتخالط مع النحاس مكونا البرونز الخام. ويعرف العصر الأول للمعادن بإسم العصر البرونزى.

والفضة والنحاس مذكوران فى الإنجيل، وكانا يستعملان فى صنع الحلى والحليات فى مصر القديمة.

يمكننا إذا أن نعرف السبب فى أن هذه الفلزات تسمي بالفلزات النبيلة وهى ليست بالغة الأهمية لحضارتنا فحسب، بل لقد خدمت البشرية لأكثر من خمسين قرنا.

النحاس

بإستثناء الذهب فإن النحاس هو العنصر الفلزى الوحيد الأصفر اللون، وكل العناصر الفلزية الأخري إما بيضاء أو رمادة والرمز الكيموى للنحاس (CU) مأخوذة من الكلمة اللاتينية (Cuprum). ولا يتفاعل الهواء مع النحاس، ولكن تتكون عليه فى الأجواء الرطبة، حيث يكون ثانى أكسيد الكربون ورطوبة الجو حمض كربونيك ضعيفا، طبقة كربونات ضاربة للإخضرار. ويوجد النحاس فى كثير من الأحيان بحالته الطبيعية علي درجة من النقاء تبلغ ٩٩ فى المائة – فى المنطقة جنوبى البحيرة الكبري بالولايات المتحدة الأمريكية، ولكنه يوجد غالبا فى خامات مثل كبريتيد النحاس، وكربونات الناحس (المالاكيت الأخضر) و أكسيد النحاس (الكوبريت الأحمر). وأسلوب إسخلاص الفلز معقد ومتشابك. ولكن الفكرة الأساسية فيه هى إختزال الأكسجين أو الكبريت من الخام، ويشبه بصفة عامة أسلوب إستخلاص الديد. ومن بين الفلزات النبيلة الثلاثة، نجد أن النحاس أعظمها فائدة، وهو يلى الحديد والألومنيوم فى الأهمية والنحاس لا يصدأ ولا يتآكل ولا تؤثر فيه الأحماض عند درجات الحرارة العادية. كما أنه ثانى أفضل موصلين معروفين للحرارة والكهربا، ويظاتى مباشرة بعد الفضة. ولأنه أكثر وفرة من الفضة فله أهمية أساسية

فى الصناعات الكهربية. وتصنع أسلاك الكبلات والتليفون والتلغراف والتوصيلات الكهربية الأخري من النحاس الذى يبلغ ٩٩ فى المائة من النقاء ولا يضارعه أى فلز آخر فى هذا الغرض. كذلك يستعمل النحاس فى صنع البطاريات و الموصلات الكهربية، و أعضاء التوحيد، ولعمل الأسقف، وفى صنع المعدات الصناعية، وأوعية الطهى، والمراجل، ومعدات التقطير، والمطروقات، ومشاعل الزيت، وفى مئات من المعدات والأدوات الأخري التى يلزم أن تكون جيدة التوصيل للحرارة والكهربا.

ولا يعرف كثير من الناس أن النحاس لازم لكل قطعة من قطع الحلى الذهبية والأدوات الفضية ولمعظم العملات. فبدون النحاس لا يكاد يصلح الذهب والفضة للإستعمال، لأن هذه المعادن الثمينة شديدة الرخاوة بحيث لا تقاوم البلي، ولجعلها كافية الصلادة بحيث تصلح للاغراض التجارية تلزم إضافة نسب مئوية معينة من النحاس تسبك مع الذهب أو الفضة. وتحتوى إحدي العملات المتداولة علي ٧٥ فى المائة من النحاس و٢٥ فى المائة من النيكل. وسبائك النحاس الأخري لها فوائد لا تحصي. وسبيكة النحاس والقصدير والبرونز، وهو معدن أستعمل منذ الأزمنة القديمة وله جماله الخاص عند أستخدامه فى صنع التماثيل. وتوجد عشرة أنواع مختلفة علي الأقل من البرونز، وتتفاوت نسبة النحاس فيها بين ٨٩ و ٩٦ فى المائة. ويطلق علي البرونز فى كثير من الأحيان إسم " معدن النواقيس " لأنه يستعمل فى صنع النواقيس، كما أنه يستعمل فى صنع أجزاء الآلات، والمسامير، والصواميل، والتروس، واليايات، والجلب، والمحامل (الكراسى)، ومقاعد الصمامات والمضخات، و والمستودعات،

والمعدات الكيموية، وفى أنواع أخري من المعدات المعدنية. والناس الأصفر سبيكة من النحاس والزنك، وهو من أكثر المعادن إستخداما فى المصنوعات المعدنية. ويوجد أكثر من عشرين نوعا مختلفا من النحاس الأصفر، تتفاوت نسبة النحاس فيها من ٦٠ إلي ٩٥ فى المائة وتصنع من النحاس الأصفر مقابض الأبواب، والمفصلات، والأقفال، والمفاتيح، ومئات من السلع الأخري. وهو معدن الأساس للطلاء بالذهب والفضة. وتصنع تروس الساعات من النحاس الأصفر، وكذلك أجزاء الذخيرة، والمواسير، والأنابيب، ومشعات السيارات (الراديتورات)، والحلى واللوات المعدنية، واغطية المصهرات والحواجز (الدربزينات)، وأقراص القياس المدرجة، والآلات الموسيقية، والمصنوعات المعدنية البحرية، والمسامير، ومقاعد الصمامات، وكثير من المصنوعات الهامة الأخري. وللنحاس إستعمالات بالغة الأهمية فى الطباعة والحفر الفوتوغرافى. ومعظم الصور التى نراها فى المجلات والكتب تطبع من ألواح نحاسية.

الفضة

الفضة هى أكثر الفلزات بياضا. ورمزها الكيموى (Ag)، مأخوذ من الكلمة اللاتينية (argentum). وللفضة أعلي قدرة عاكسة، كما أنها أعظم موصل معروف للحرارة بالكهربا. وتوجد الفضة فى خامات الرصاص والنحاس، وبالأخص فى الجالينا، وهى كبريتيد الرصاص. ويمكن أن نسمى الفضة منتجا جانبيا فى هه الخامات إلا أن كميتها قد تصل فى بعض الأحيان إلي ٢٠٠٠ أوقية فى الطن الواحد من الخام. وكثيرا ما توجد كتل

من الفضة بحالتها الفطرية، ولكن مصدرها الرئيسى هو خام الأرجنتايت، وهو خام كبريتيد الفضة الذى يوجد فى المكسيك وبيرو.

والفضة تقاوم التأكسد ولا تتفاعل مع أى حمض سوي حمض النيتريك. ويؤثر الكبريت ومركباته فى الفضة مكونا سطحا معتما من كبريتيد الفضة. وهذا هو سبب تغير لون الشوك الفضية عند إستعمالها مثل صفار البيض الذى يحتوى علي مركبات الكبريت. والفضة النقية أكثر رخاوة من أن تستعمل فى الأغراض التجارية. وتحتوى إحديي العملات الفضية المعروفة علي ٩٠ فى المائة من الفضة و١٠ فى المائة من النحاس. والفضة الإسترلينية أكثر قيمة من العملات الفضية، لأنها تحتوى علي ½ ٧ فى المائة من النحاس ز ½٩٢ فى المائة من الفضة. وعندما نفكر فى الفضة فمن الطبيعى أن نفكر فى أدوات المائدة مثل الملاعق والشوك والسكاكين، أو فى (طقاطيق) رماد السجائر والزهريات وأباريق القهوة وغير ذلك من أدوات المائدة والفضيات. ورغم أهمية الفضة فى ذلك وفى صناعة الحلى، فإنها أعظم أهمية بكثير فى التصوير الفوتوغرافى، فبدون الفضة تصبح آلات التصوير عديمة الجدوي، لأننا لن نحصل علي الصور أو الأفلام السينمائية أو النسخ المصورة المأخوذة عن الكتب والمجلات والصحف. ولك لأن الملامح الهالوجينية للفضة – الكلوريد واليوديد والبروميد – بالغة الحساسية للضوء. وتكون هذه الأملاح فى العادة ذات لون أصفر باهت، ولكنها تتحول علي الفور إلي اللون الأسود عند تعريضها للضوء. وتحضر هذه الأملاح من نترات الفضة، وهذا المركب الهام الذى يستعمل فى تحضير جميع أملاح الفضة ينتج من إتحاد حمض النيتريك مع الفضة النقية

وتستعمل شركات الأفلام الفوتوغافية والسينمائية آلافا من القضبان المصنوعة من الفضة النقية لتجهيز المستحلب اللازم لأفلامها.

ويوديد الفضة هو الملح الذى يعزى إليه إبتكار التصوير الفوتوغرافى. ولقد دث ذلك فى عام ١٨٣٩ إذا كان لويس داجير Louis Daguerre) (قد وضع ملعقة فضة علي قطعة من امعدن سبق أن عولجت باليود، فلاحظ داجير وجود صورة الملعقة علي المعدن المعالج باليود. والبنية البلورية ليوديد الفضة تشبه البنية البلورية للثلج، ولذلك فقد أستعمل بهيئة مذراة " لرش الجو " وتجميع السحب لتكوين الأمطار. وما زالت هذه الطريقة لأسقاط الأمطار صناعيا تمر بدور البحث والإستقصاء ولم يتضح بعد نجاحها عمليا. و إستعمال آخر بالغ الأهمية للفضة هو صنع المرايا، وهى عملية كيموية تتطلب قدرا عظيما من العناية ولمهارة. ينظف أولا السطح الزجاجى المراد تكسيته بالفضه تنظيفا تاما فى الكحول أو الأسيتون لإزالة آثار الشحم، ثم يغسل فى الماء المقطر إلي أن يخلو خلوا تاما من أى أتربة دقيقة. ويوضع الزجاج، وهو لا يزال مبتلا، فى صينية كبيرة ويصب فوقه ملول ماء مقطر من نترات الفضه، وأملاح روشيل، وة ليجف. الأمونيا، وهيدروكسيد البوتاسيوم، وفى أثناء ذلك تهز الصينية جيئة وذهابا ليغطى المحلول الزجاج تغطية منتظمة وتامة وتي لا يسمح بوجود رواسب. وبعد فترة يرفع الزجاج ويسند علي ليجف. وينتج مما سبق راسب منتظم السمك من الفضة النقية يغطى احد وجهى الزجاج وبتعريض الزجاج لحمام ثان تصبح هذه الطبقة سميكة ثم تغطي بطبقتين من الشيلاك. وبذلك نحصل فى النهاية علي مرآة رائعة.

الذهب

يوجد الذهب فى بعض الأحيان بحالته الفطرية علي هيئة كتل ذهبية، ولكنه يوجد عادة متسابكا مع الفضة والنحاس فى عروق الكوارتز. ومن طرق إستخلاصه إضافة الزئبق إلي الخام المسحوق سحقا ناعما. وللزئبق ألفة عظيمة للذهب ويكون مملغما معه. وهذا المملغم ثقيل للغاية، ولذلك فمن السهل فصله عن باقي الخام، ثم يستقطر الزئبق تاركا الذهب النقى. والذهب آخر اللزات النبيلة، وهو أندرها وأغلاها ثمنا، رغم أنه أقل الفلزات الثلاثة فائدة. وهو من أقل العناصر تفاعلية، ويقام جميع الأحماض فى درجات الحرارة العادية ما عدا " الماء الملكى "، (مزيج من حمض الهيدروكلوريك والنيتريك)، كما أنه لا يتآكل أو يتأكسد أو يصدأ. ولقد كان الفلز شائع الإستعمال لصنع العملات خلال قرون عديدة ويستعمل بصفة رئيسية فى صنع الحلى. والذهب النقى رخو بحيث لا يصلح للإستعمال التجارى. ويقال عندئذ إن درجة نقائه أربعة وعشرون قيراطا، ولكنه لا يستعمل قط بهذه الهيئة. ويستعمل الذهب تجارا بسبكه مع النحاس بنسب مختلفة. فالذهب ١٨ قيراطا يحتوى علي ٧٥ فى المائة من الذهب ٢٥ فى المائة من النحاس. والعملات الذهبية التى كانت تستخدم فى الولايا المتحدة الأمريكية من قبل كانت تحتوى علي ٩٠ فى المائة من الذهب و١٠ فى المائة من الفضة والنحاس. وسبيكة الذهب التى تستخدم علي نطاق واسع فى صناعة الحلى هى الذهب ١٤ قيراطا.

والذهب النقى قابل للمط والطرق بحيث يمكن تطريقه إلي رقائق لا

يزيد سمكها عن ٠٠٠٠٠٠٥.٠ من البوصة، أى حوالى جزء من ألفين من سمك هذه الورقة. وتستعمل رقائق الذهب هذه إستعمالا واسع النطاق لتذهيب الزجاج و أغلفة الكتب وللكتابة عليها. ولأن الذهب لا يتفاعل مع المركبات العضوية أو غير العضوية فهو مثالى لحشو الأسنان وفى أغراض طب الأسنان الأخري. والرمز الكيموى للذهب (Au) مأخوذ من الكلمة اللاتينية (aurum).

الفصل العاشر

الثلاثيات : تسعة فلزات

" الثلاثيات " تسعة فلزات مقسمة إلي ثلاث مجموعات تحتوى كل مجموعة علي ثلاثة فلزات. وهى تعرف بهذا الإسم للتشابه الملحوظ بين عناصر كل مجموعة منها. والثلاثية الأولي هى أهم الثلاثيات، وتشتمل علي العناصر الثلاثة الوحيدة التى لها الخاصة المغنطيسية : الحديد، والكوبلت، والنيكل. والحديد هو أكثر العناصر الثلاثة مغنطيسية، كما أنه أعظمها أهمية بلا شك. وتتكون الثلاثية الثانية من عناصر غير معروفة نسبيا : الروثينيوم، والروديوم، والبلاديوم. وتشتمل الثلاثية الأخيرة علي أثقل العناصر الموجودة، وكذلك بعض أندرها : الأزميزم، والأريديوم، والبلاتين. وإذا تفحصت البنية الحلقية لهذه العناصر فستعرف السبب فى تسميتها بالثلاثيات :

الحديد	ك٢ ل٨ م١٤ ن٢
الروثينيوم	ك٢ ل٨ م١٨ ن١٥ هـ١
الكوبلت	ك٢ ل٨ م١٥ ن٢
الروديوم	ك٢ ل٨ م١٨ ن١٦ هـ١
النيكل	ك٢ ل٨ م١٦ ن٢
البلاديوم	ك٢ ل٨ م١٨ ن١٨ هـ١

الأزميوم ك٢ ل٨ م١٨ ن٣٢ هـ١٤ و٢

الأريديوم ك٢ ل٨ م١٨ ن٣٢ هـ١٥ و٢

البلاتين ك٢ ل٨ م١٨ ن٣٢ هـ١٦ و٢

والحيد وهو العنصر الأول فى الثلاثية الأولي، من أكثر المعادن وفرة فى الطبيعة، وكذلك فإنه أعظمها أهمية، والبلاتين وهو العنصر الأخير فى الثلاثية الأخيرة، نادر للغاية ومرتفع السعر جدا، وخواصه تكاد تدرجه مع الفلزات النبيلة.

وقبل أن نناقش الثلاثية الأولي علي حدة، فلنتأمل أولا بنياتها الحلقية لنري مدي تطابقها بعضها مع بعض، فلا توجد ثلاثة عناصر أخري لها مثل هذا التشابه الوثيق فيما بينها، والفروق الوحيدة بينها تكمن فى الإلكترون الإضافى فى الحلقة (م) والبروتون الإضافى فى النواة. لاحظ كذلك التشابه بين هه العناصر فى الخواص المدرجة فيما يلى، وبالأخص فيما يتعلق بالأقطار الذرية وجهد التأين. ورمز الحديد هو (Fe) مأخوذة من الكلمة اللاتينية (ferrum).

العدد الذري	العنصر	الرمز الكيموي	الكثافة (جرام / سم^3)	القطر الذري (وحدات انجستروم	جهد التأين (الكترون – فولت)	نقطة الانصهار (م°)	نقطة الغليان (م°)
٢٦	الحديد	Fe	٧,٨٧	٢,٥٢	٧,٨٦	١٥٣٥	٣٠٠٠
٢٧	الكوبلت	Co	٨,٩	٢,٥	٧,٨٦	١٤٩٥	٣٠٠٠
٢٨	النيكل	Ni	٨,٩	٢,٥	٦,٦٣	١٤٥٥	٢٩٠٠

الحديد

تنبني حضارتنا بأكملها علي الحديد. ونحن ما زلنا نعيش فى " عصر الحديد " وسنظل نعيش فيه أمدا طويلا. وإذا أردنا أن نذكر كل مزايا الحديد وأن نصف الآلاف من إستعمالاته بالتفصيل فلابد لنا من كتاب يبلغ أضعاف هذا الكتاب الذى بين أيدينا. ويوجد أكثر من ثلاثين نوعا مختلفا من الصلب، تستعمل فى مئات الأغراض المختلفة. وكما أن الألماسة المتلألئة هى وقطعة الفحم عنصر واحد فى الجوهر، كذلك فإن النصل المرهف الحاد لمشرط الجراح مصنوع من نفس العنصر الذى صنعت منه المواقد المعدنية القديمة التى نجدها فى المتاحف. والفرق الوحيد بينهما هو إضافة عناصر تسابكية مثل الكربون وغيره من العناصر إلي الحديد، وكذلك فى المعاملات الحرارية التى تجري عليه.

ورغم أن الحديد الطبيعي قد يوجد فى أجزاء مختلفة من العالم، إلا أن هذا العنصر الفلزي القيم يوجد أساسا فى الماجنتيت، أو أكسيد الحديديك. ومع ذلك يوجد مصدر للحديد الفطرى خارج الكرةالأرضية، وهو العنصر الفلزى الوحيد الذى يأتى من الفضاء الخارجى. وذلك المصدر هو الشهب التى تنطلق بسرعة خلال المناطق العليا من الفضاء. وفى بعض الأحيان تقترب من الكرة الأرضية بحيث تتساقط فى جوها. ومعظمها يحترق بفعل الإحتكاك فتنتج شهبا ثاقبة وهى التى نسميها (النجمة أم ديل)، ولكن حدث فعلا أن سقطت شهب حديدية علي سطح الأرض. وأعظم الشهب التى سقطت حتي اليوم هو الشهاب الذى

وقع فى منطقة منعزلة بشرقى سيبيريا وكان يزن حوالي ألف طن، ويعرض فى مرصد هايدن بمدينة نيويورك شهاب متوسط الحجم.

ولما كانت هذه الشهب قد تساقطت علي الكرة الأرضية منذ تكونت الأرض، فمن الواضح أن إنسان ما قبل التاريخ قد عرف بوجودها : ومما لاشك فيه أنه تمكن من تشكيل بعض معدن الشهب الصغيرة إلي أدوات و أسلحة. ومعرفة الحديد قدينة قدم الذهب والفضة، ولكن بما أنه أقل منها بهاء ورونقا فلم ينظر إليه الأنسان القديم نظرته الموقرة إليهما، ولم يستعمله فى صنع العملات أو الحلى. ولقد وجد خنجر صدئ وأشياء أخري حديدية فى مقبرة الملك توت عنخ آمون، واستعمل الرومان القدماء كميات كبيرة من المعدن فى الأغراض الحربية، رغم أن طرق إستخلاص الحديد فى ذلك الوقت كانت بدائية للغاية إذا قورنت بالطرق الحديثة.

ولقد تأخر إكتشاف الحديد الزهر لأن أستخلاص المعدن النقى من الخام يتطلب قدرا عظيما من الحرارة ومعرفة جيدة بفن الصهر. وفى القرن بالماء فى تشغيل منافيخ ضخمة كانت تمد نيران الصهر بالهواء اللازم للحصول علي الحرارة الهائلة، وأنتجت هذه الحرارة الحديد الزهر لأول مرة. ويعتبر ذلك من أهم إكتشافات العصور الوسطي.

وحتي فى عصر النهضة لم يكن الصلب معروفا، لأن الصلب ذاته ينتمى إلي القرن التاسع عشر. ولقد عرفت واستعملت أنواع معينة من الصلب قبل عام ١٨٦٦، ولكنها كانت أكثر تكاليف من أن تنتج بمقادير كبيرة. وكان الحديد المليف (المطروق) والحديد الزهر هما نوعا الحديد

اللذان شاع إستعمالهما ويرجع الفضل إلي المهندس البريطانى سير هنرى بسمر (sir henry Bessemer) فى إكتشاف طريقة لإنتاج الصلب بمقادير كبيرة. وطريقة بسمر معروفة اليوم فى العالم أجمع. يمكن تقسيم الحديد إلي نوعين : الحديد الزهر والذى يعرف بإسم حديد " حديد التماسيح " ويصب بأشكال مختلفة، والحديد المليف " الطروق " وحديد التماسيح يحتوى علي نسبة مئوية عالية من الكربون مما يجعله هشا وقصفا فلا يصلح بديلا للصلب (رغم أن إضافة المجنزيوم تخفف كثيرا من هذه القصافة)، ولكنه يستعمل فى أغراض عديدة أخري، إذ تصنع منه مصبوبات (مسبوكات) عديدة مثل أجزاء الآلات، و المكابس، وقواعد المكنات، وغير ذلك من الأجزاء التى لا تتعرض لإجهادات شد عالية. ولا يصلح الحديد الزهر، أو حديد التماسيح، فى التصميمات الإنشائية، أو القطاعات المشكلة، والقضبان والكبلات المستخدمة فى إنشاء الجسور " الكبارى "، لأن قصافته لا تجعله يتحمل الإجهادات و الإنفعالات التى تتعرض لها مثل هذه المنشآت. والصلب هو المعدن الملائم لذلك ولمئات الأغراض الأخري.

ونحصل من الحديد الزهر علي الصلب بإستخدام طريقة بسمر، وتتلخص فى تنقية الحديد الزهر الذى تنتجه الأفران العالية. وفى هذه الطريقة يتم التخلص من الكربون الزائد، مع إستبقاء ما يكفى منه (وهو نسبة مئوية بسيطة) لتقوية الحديد، ويضاف بمقادير متفاوتة المنجنيز وعدد يتزايد بإستمرار من عناصر فلزية أخري مثل الموليبدنم والنيوبيوم. والكروم والنيكل والتيتانيوم والتنجسين. وهذه السبائك الحديدية المدهشة تنتج مئات من أنواع الصلب المختلفة، القاومة للحرارة، والمقاومة للتآكل،

وأنواع الصلب الخاصة، التى تشكل العمود الفقرى لصناعات العدد والنقل والطيران والصناعات الميكانيكية والكهربية والكيموية والإنشائية.

والصلب أقوي وأمتن من الحديد الزهر وأعظم منه قابلية للتشكيل، لأن من الممكن درفلته وتطريقه وسحبه وتشغياه بأية كيفية مطلوبة. ولأن الصلب أقل قصافة بكثير من الحديد الزهر، فمن الممكن تشكيله إلي قطاعات إنشائية مثل الزوايا والصلب المجرى، وهو المعدن المثالى للكبلات التى تحمل " الكبارى " المعلقة العظيمة. وتتراوح نسبة الكربون فيه بين ٠.٠٤ فى المائة إلي حوالى ٢ فى المائة، وقد تصل النسب المئوية للمنجنيز والكروم والنيكل والتنجستن والعناصر التسابكية الأخري إلي ٣٠ فى المائة. لاحظ النسب المئوية للكربون فى أنواع الصلب التالية :

نوع الصلب	نسبة الكربون (٪)
١– أسلاك، مسامير، صواميل، ألواح.	٠.٠٤ – ٠.١٢
٢– أجزاء الآلات، الأغراض الإنشائية .	٠.٠٨ – ٠.٢٥
٣– مصبوبات الصلب، المطروقات، الأغراض الإنشائية.	٠.٢٥ – ٠.٥٠
٤– العدد المقاومة للصدمات، القضبان، عجلات العربات، المحاور، إلخ.	٠.٤٥ – ٠.٧٥
٥– أسلاك البيانو، عدد القطع المثاقيب، كراسى الكريات.	٠.٧٥ – ١.٢٥
٦– العدد عالية المقاومة، السكاكين، أدوات القطع من جميع الأنواع.	١.٢٥ – ٢.٥٠

ولا تمر ساعة من ساعات النهار والليل فى كل يوم من الأيام إلا ونستعمل فيها الصلب علي نحو ما، وليس من شك أن الصلب هو الدعامة الرئيسية للصناعة والتصنيع فى أية دولة متقدمة.

وتتكون الآلات الكاتبة التى أستخدمت فى إعداد أصول هذا الكتاب من مئات الأجزاء الصغيرة المصنوعة من الصلب، وآلات الطباعة التى صفت حروفه مصنوعة كذلك من مئات من قطع الصلب. وبنفس الكيفية فإن أية سلعة أخريمصنوعة تعتمد فى إنتاجها علي الصلب.

وكل آلة أو جزء من آلة فى جميع أنحاء العالم يصنع غالبا من الصلب. ويصنع من الصلب كذلك هياكل المبانى، والقطارات، وكراسى الكريات، وقضبان السكك الحديدية، وعابرات المحيطات، ومكنات التشغيل، والعلب الصفيح، وأدوات القطع، إلخ.. وإضافة مقادير متفاوتة من عنصر فلزى أو أكثر إلي الصلب هى التى تمكن من إنتاجه بأنواع عديدة تصلح لجميع هذه الإستخدامات.

والألومنيوم أكثر وفرة من الحديد فى القشرة الأرضية، لذلك فلا غرابة أن يحل فى المستقبل محل الحديد فى عدد كبير من الصناعات، بل إنه ينافس الحديد فى وقتنا الحالى منافسة لاهوادة فيها. ولكن للحديد خاصة بالغة الأهمية لا توجد فى أى فلز آخر سوي الكوبلت والنيكل، وهى أنه مغنطيسى. وتصنع المغنطيسات من الحديد أو الكوبلت مع إضافة النيكل إليه فى بعض الأحيان، وهذه المغنطيسات هى التى تحرك عالمنا المتحضر اليوم. فبدون المغنطيس الدائم والمغنطيس الكهربى لن تكون لدينا مولدات ومحركات كهربية، وتليفونات وتلغرافات، وأجهزة راديو وتليفزيون، وأجهزة تسجيل، والضوء الكهربى، والقدرة الكهربية، والأجراس الكهربية، و إشارات المرور، والسينما الناطقة، أو أى إختراع من الإختراعات الكهربية

التى نعرفها فى وقتنا الحاضر – وبدون الحديد لن يكون لدينا مغنطيسات دائمة أو مغنطيسات كهربية.

وعند لف سلك نحاس معزول حول الحديدو إرسال تيار كهربى خلال السلك فإن الحديد يتمغنط علي الفور، ويفقد مغنطيسيته عند توقف التيار الكهربى. وهذه الظاهرة من أعظم الظواهر فائدة فى مجالات العلم الإختراعى. وإذا تردد التيار الكهربى ١٠٠٠ مرة فى الثانية فإن الحديد يتمغنط ويفقد مغناطيسيته ١٠٠٠ مرة فى الثانية. وهذه الحقيقة هى التى أعطتنا التليفون وجمع المكبرات الصوتية، علاوة علي أجهزة الراديو والتليفزيون. ومن حسن حظنا حقا أن العنصر الوحيد الذى له خواص مغنطيسية عالية هو من أكثر العناصر وفرة علي الأرض.

ومن النادر أن يوجد الحديد بحالته الفطرية. وينتج معظمه من الخام الذى يعرف بإسم أكسيد الحديديك ($Fe_2\ O_3$). وتشحن عدة أطنان من هذا الخام فى الفرن العالى الذى يتكون من غلاف من الصلب وبطن بالطوب الحرارى، ويبلغ إرتفاعه إرتفاع مبني من عشرة طوابق ويشحن من أعلي الفرن كميات محسوبة من الخام والكوك والحجر الجيرى تحملها إلي هناك عربات ذاتية التفريغ. ويوجد قريبا من الفرن العالى مستودعات كبيرة لتسخين الهواء. وينفخ هذا الهواء المجفف والمسخن إلي درجة حرارة ١٢٠٠ فهرنهيتية، فى الفرن قريبا من قاعدته. وبمواصلة إضافة المكوك والحجر الجيري ترتفع درجة حرارة الهواء إلي ٣٥٠٠ درجة فهرنهيتية، وتحدث عدة تفاعلات كيموية. فيتحد أكسجين الهواء مع كربون الكوك

لتكوين أول أكسيد الكربون، ويهرب بعض الأكسجين خلال أعلي الفرن. وبعد حين يبدأ الحجر الجيرى فى التفت ويتحد مع الشوائب المختلفة الموجودة فى خام الحديد مكونا الخبث. ويحرر الحديد الموجود فى الخام ويكون مع الخبث بركة منصهرة عند قاع الفرن. وبما أن الخبث أخف وزنا من الحديد، فإنه يطفو فوق المعدن المنصهر الذى يسحب ويصب علي هيئة كتل تعرف بإسم التماسيح.

ويجب ألا ننسي أن هذا الحديد يكون محتويا علي نسبة عالية من الكربون قد تصل إلي ٤ أو ٥ فى المائة. وهو يختلف عن الصلب فى أنه قصيف (هش) وليس فى متانته. وفى طريقة بسمر يحول الحديد الزهر إلي الصلب بصبه فى محول ونفخ الهواء من عند قاع المحول. فيتحد أكسجين الهواء بسرعة مع الكربون الزائد، مكونا ثانى أكسيد الكربون، مع ترك نسبة من الكربون فى الحديد تكفى لتقويته دون أن تجعله قصفا. وتضاف إلي الصلب عناصر أخري مثل المنجنيز والنيكل والكروم والكوبلت بنسب مئوية تجعله صالحا للغرض الذى ينتج من أجله.وينتج تسعون فى المائة من الصلب المستخدم اليوم بطريقة الأفران المفتوحة (سينز مارتن)، ويتكون الفرن المفتوح من حوض أو مجمرة تتعرض للهب المشاعل المثبتة فى جدرانن مبطنة بالطوب الحرارى. ولا يكاد يختلف مبدأ التشغيل هنا عنه فى طريقة بسمر، حيث يخلص الهواء والغاز الحديد من معظم كربونه. وينتج الصلب بمقادير عظيمة. وفيما يلى النسب المئوية لإستعمالات ثمانين مليون طن من الصلب تنتج كل عام :

السيارات ٢١

التشييد والبناء ١٢

العلب الصفيح ١٠

السكك الحديدة ٩

الآلات ٤

الزراعة ٣

لوازم المباني ٤

أسلاك صلب للكبلات والمسامير، إلخ... ١٢

المواسير والألواح والأسياخ، إلخ ١٥

منتجات مختلفة ١٠

وتصنع جميع أدوات القطع من الصلب السبيكى، ويحتوى من ٠.٦ إلي ٠.٩ فى المائة تقريبا من الكربون ومن ١١ إلي ١٤ فى المائة من الكروم، ونسبة مئوية بسيطة من الفناديوم. ويحتوى صلب العدد علي نسبة أزيد قليلا من الكربون وعلي بعض المنجنيز. ويحتوى الصلب عديم الصدأ علي نسبة عالية من الكروم والنيكل. والغرض من إضافة العناصر الصامدة للتآكل إلي الصلب هو منع إصدائه. والعيب الوحيد للحديد هو تأكله وإصداؤه عند تعرضه للرطوبة والهواء، ولذلك يجب عدم تعريض

الحديد والصلب الكربونى للرطوبة والأمطار. وهذا هو السبب فى أن جميع المنشآت المصنوعة من الصلب تدهن أو تتم وقايتها بطريقة مناسبة. وإضافة الكروم والنيكل والفناديوم وبعض عناصر أخري بنسب مئوية ملحوظة تحمل الصلب مقاوما للظروف الجوية.

الكوبلت

الكوبلت شديد الشبه بالحديد والنيكل بحيث يصعب تمييزها بعضها عن بعض. ولقد إستخرجت من المناجم مقادير قليلة من الكوبلت للحصول علي هذا العنصر فى حد ذاته، إذ يكون دائما مختلطا مع عناصر أخري. لذلك فإن إستخلاص الكوبلت معقد للغاية. ولما كانت خاماته تختلف إختلافا كبيرا بعضها عن بعض، فلا يمكن معالجتها بطريقة موحدة، إذ أ، لكل خام مشكلاته الخاصة به.

والكوبلت أكثر صلادة من الحديد أو النيكل. وهو يشبه الحديد فى أن متانتة تزداد بإضافة مقادير صغيرة من الكربون. ويمكن ترسيب الكوبلت كهربيا فيكون طبقة تغليف تفوق التغليف الكهربى بالنيكل. ورغم أنه ليست له مغنطيسية الحديد، إلا أن تسابكه مع النيكل والألومنيوم يجعله صالحا لصنع أقوي المغنطيسات الدائمة المتاحة. ومعدن البيرومساندور (permandur) (الذى يحتوى علي ٥٠ فى المائة من الكوبلت و ٥٠ فى المائة من الحديد) مغنطيسى بالغ المغنطيسية ومفيد فى الصناعات الكهربية.

ولكثير من أملاح الكوبلت خصائص طريفة، ويتغير لونها عندما تكون رطبة. ولون كلوريد الكوبلت المحلول قرمزى فاتح، ولكنه يتحول إلي اللون الأزرق عند جفافه. ويستفاد من هذه الخاصية فى صنع أنواع الحبر السرية التى تستعمل فى الكتابة غير المرئية. ولا يكون كلوريد الكوبلت السائل مرئيا وهو جاف علي الورق (يختفى اللون القرمزى)، ولكن عند تسخينه يظهر باللون الأزرق. ويستخدم الملح كذلك فى صنع البارومترات الرخيصة، كما يستعمل أحيانا فى الإعلان. فإذا غطست قطعة من القماش فى ملح من أملاح الكوبلت ثم جففت يصبح لونها قرمزيا باهتا وتظل كذلك طوال خلو الجو من الرطوبة، ولكن ما إن يصب الهواء مثقلا ببخار الماء مما يدل علي إقتراب سقوط المطر، يصير لون القماش قرمزيا.

وتستعمل أملاح الكوبلت علي نطاق واسع جدا فى صناعة الأصباغ، مثل أصفر الكوبلت، وأزرق الكوبلت، وكلاهما له لون زاه كثيف. وتستعمل أملاح الكوبلت كذلك مجففات للدهانات.

النيكل

النيكل هو الفلز الأخير فى الثلاثية الأولي، ويتميز بأنه يستعمل فى أكبر عدد من السبائك، إذ أن أكثر من ٣٠٠٠ سبيكة نيكلية تستعمل تجاريا بغرض أساسى هو زيادة متانة ومطيليلة الفلزات الأخري ومقاومتها للتآكل. وتستعمل كذلك فى أغراض أخري مثل التحكم فى درجات الحرارة وبمثابة مواد حفازة. والنيكل النقى تجاريا (٩٩.٤ فى المائة نيكل و ٠.٦ فى المائة كوبلت) معدن أبيض فضى، صلد ومتين وقصف للغاية، ومن

السهل تشغيله بجميع الأساليب المستخدمة فى تشغيل الصلب. ولقد أستعمل فى صنع العملات النحاسية النيكلية لبضعة آلاف من السنين قبل الإهتداء إليه كعنصر مستقل.

وفى منتصف القرن الثامن عشر كان رجال المناجم فى ساكسونى يحاولون صهر خام نحاس أكتشف حديثا، فحصلوا علي معدن أبيض صلد لم يتمكنوا من تطريقه لتشكيله إلي أدوات مفيدة، وكان من الممكن تشكيل مثل هذه الأدوات إذا كانت مصنوعة من النحاس. وإعتبروا أن وجود هذا الدخيل فى خام النحاس منعمل شيطان إسمه " نك العجوز " (old nick) الذى كان يفعل أى شئ لإفساد النحاس، فأطلقو علي الخام إسم (kupfernickel) الذى يعنى " نحاس نك العجوز ".

وفى عام ١٧٥١ قرر العالم السويدى كرونشتد (cronstedt) أن يحاول الإستفادة من " ناس نك العجوز "

وبعد خمس سنوات من البحث وإجراء التجارب، تمكن من إستخلاص الفلز الجديد وسماه "نيكل" عن الكلمة التى كانت تطلق علي الخام.

وللنيكل إستعمالات يضيق عنها الحصر، ويكون فيها جميعا متخالطا مع عناصر أخري أو يستعمل لطلاء المعادن الأخري كهربيا. وتوجد عدة أنواع من " فضة " النيكل التى ليس لها علاقة بالعنصر الفضة. فالفضة الألمانية، مثلا، تتوى علي ٢٠ فى المائة من النيكل و ٥٥ فى المائة من النحاس و ٢٥ فى المائة من النحاس و ٢٥ فى المائة من النيكل، كما

تصنع بعض أنواع من أدوات المائدة من الصلب النيكلى والصلب الصامد للصدأ التى تحتوى بالإضافة إلي الحديد والكربون علي مقادير من التيتانيوم والمولبيدنم والكروم. ويوجد حوالى ٢٥٠ نوعا مختلفا من فضة النيكل والصلب النيكلى تستعمل فى مئات الأغراض المختلفة التى يجب أن تتوافر فيها المتانة والصلادة ومقاومة التآكل.

والمتانة العظيمة للصلب النيكلى تجعله المعدن المثالى لصنع التروس وأعمدة المرافق واللوارى والأتوبيسات وعربات السكك الحديدية والجرارات وعربات البضائع وجميع أنواع الآلات المستخدمة فى المصانع ودور التشغيل. والصلب عديم الصدأ نوع من أنواع الصلب، النيكلى، ويمتاز بأنه لا يصدأ وأنه يقاوم التآكل كما أنه يتحمل الحرارة مما يجعله المعدن المفضل للإستعمال فى المطابخ، وفى مصانع حفظ الأغذية، والأفران الصناعية، والتوربينات الغازية، وفى أغراض أخري عديدة حيث يلزم طول العمر التشغيلى للأجزاء فى درجات الحرارة العالية. ولقد ذكرنا فى الفصل الخاص بالكوبلت أن النيكل ضرورى لصنع المغنطيسات المستخدمة فى المولدات الكهربية. والجدول التالى يعطى بعض سبائك النيكل الهامة وإستعمالاتها :

٩٩.٤ ٪نيكل نقي.. يستعمل فى الطلاء الكهربى وفى مقاومة التآكل.

الصلب النيكلى :

١٤ – ٢٨ ٪ نيكل.. سبائك المغنطيسات الدائمة للمولدات والمحركات الكهربية، وأجزاء أجهزة الراديو، والمعدات الكهربية الأخري.

٨ ٪ نيكل و ١٨ ٪ كروم الصلب الصامد للصدأ المستعمل فى أدوات القطع، وعربات السكك الحديدية، ومعدات صناعة حفظ الأغذية، والتوربينات الغازية.

٢٢ – ٥٠ ٪ نيكل..سبائك التمدد الحراري المستعملة فى الثرموستات والأجهزة الأخري لتنظيم الحرارة

نيكل + نحاس :

٢٥ ٪ نيكل و ٧٥ ٪ نحاسيستعمل فى العملات.

فضة النيكل :

٥ – ٣٠ ٪ نيكل + زنك + نحاس الحلي، الزخارف المعمارية، ويوجد أكثر من ٢٠٠ نوع من

الفلزات البلاتينية

تعرف الثلاثيتان الأخريان فى هذه المجموعة بإسم الفلزات البلاتينية، وتشتمل الروثينيوم والروديوم والأزميوم و الأريديوم والبلاتين. وكل هذه العناصر بالغة الصلادة ونقط إنصهارها عالية، والعناصر الثلاثة الأخيرة أكثر العناصر كثافة.

ويوجد الروديوم والروثينيوم والبلاديوم علي هيئة سبائك بلاتينية، وهى من التشابه بحيث يصعب تمييز بعضها عن بعض. ولأنها بالغة الندرة ومرتفعة السعر فإن إستعمالها مصقور علي المعدات الفنية للمعامل. وعند

سبكها مع البلاتين فإنها تكون معدنا صلدا متينا شديد التحمل، ويستعمل هذا المعدن عند نقط إتصال العجلات فى الآلات عالية السرعة مثل آلات صنع الريون والألياف الزجاجية، وكذلك تصنع منه أطراف أسنان أقلام الحبر الجيدة و إبر الفونوغراف المعمرة (طويلة العمر). ويستعمل الروديوم فى بعض الأحيان بديلا للكروم فى عاكسات أجهزة الإسقاط و الكشافات بين العناصر الثلاثة.

العدد الذري	العنصر	الرمز الكيموي	الكثافة (جرام / سم^{3})	القطر الذري (وحدات انجستروم)	نقطة الانصهار (مْ)	نقطة الغليان (مْ)
٤٤	الروثينيوم	Ru	١٢,٢	٢,٦٧	٢٤٥٠	٢٧٠٠
٤٥	الروديوم	Rh	١٢,٥	٢,٧	١٩٨٥	٢٥٠٠
٤٦	البلاديوم	Pd	١٢,١٦	٢,٧٤٥	١٥٥٣	٢٢٠٠

وعناصر الثلاثية الأخيرة هى الأزميوم والأريديوم والبلاتين، وهى أثقل العناصر فى الوجود، كما أنها نادرة جدا وبالغة القيمه. وتتض كثافة العناصر الثلاثة إذا قارنا أوزانها مع وزن برتقالة. تزن البرتقالة حوالى خمس أوقيات أو أقل من ثلث رطل، وتزن كرة من الأزميوم أو الأريديوم أو البلاتين لها نفس الحجم أربعة وعشرين رطلا، أى أنها تكون أثقل من وزن البرتقالة خمسا وسبعين مرة.

ويستعمل الأزميوم و الأريديوم أساسا لزيادة متانة وصلادة البلاتين، وللبلاتين أستعمالات هامة عديدة. يمكنك أن تلاحظ من الجدول التالى التشابه الكبيرمن الكثافات والأقطار الذرية، والصلادة العالية للبلاتين إذا

قارنتها مع صلادة كل من الأزميوم والأريديوم. وتحسب الصلادة بمقياس يعطى فيه للماس، وهو أصلد مادة فى الوجود، الرقم ١٠. ويمكنك أن تري كذلك السبب فى أن تسابك البلاتين مع الأريديوم أو الأزميوم يزيد من متانة البلاتين.

العدد الذري	العنصر	الرمز الكيموي	الصلادة (الماس = ١٠)	الكثافة (جرام / سم^3)	القطر الذري (وحدات انجستروم)	نقطة الانصهار (مْ)	نقطة الغليان (مْ)
٧٦	الأزميوم	Os	٧,٠	٢٢,٤٨	٢,٧	٢٧٠٠	٥٣٠٠
٧٧	الإريديوم	Ir	٦,٠	٢٢,٤٢	٢,٧١	٢٣٥٠	٤٨٠٠
٧٨	البلاتين	Pt	٤,٥	٢١,٣٧	٧,٧٦٩	١٧٧٣	٤٣٠٠

والبلاتين فلز رمادى فضى وله خواص تكاد تضارع خواص المعادن النبيلة. ويستعمل قدر كبير منه فى الحلى، وخاصة لتثبيت الألماس والجواهر الأخري فى الخواتم والعقود. وهو مهم كذلك فى المعدات الكهربية، لأن له نفس معامل تمدد الزجاج، وعلي ذلك مثالى لتوصيل التيار خلال الماسك الزجاجى فى المصباح الكهربى.. وبالنسبة لشدة تحمله وإنخفاض معامل تمدده، فإنه المعدن المثالى (متسابكا مع الأريديوم) لعمل الوحدات القياسية للطول والوزن. ويحتفظ مكتب القياسات الأمريكى بواشطون بمتر قياس، وهو قضيب من البلاتين الإريديومى مخدوش عليه خطان شعريان يبعدان أحدهما عن الآخر مسافة متر واحد بالضبط. وهذا المتر القياسى مودع فى صندوق زجاجى مركب علي إسطوانتين، وتحفظ درجة حرارة الغرفة ثابتة. والكيلوجرام القياسى أسطوانة

صغيرة من البلاتين الإريديومى محفوظة عند درجة حرارة ذوبان الثلج، ويساوى وزنها وزن ديسمتر مكعب واحد من الماء النقى عند درجة ٣٩.٢ درجة فهرنهيتية.

عبقري في أسرة متواضعة

البورون	ك$_{٢}$ ل$_{٣}$
الألومنيوم	ك$_{٢}$ ل$_{٣}$ م$_{٣}$
السكانديوم	ك$_{٢}$ ل$_{٨}$ م$_{٩}$ ن$_{٢}$
اليتريووم	ك$_{٢}$ ل$_{٨}$ م$_{١٨}$ ن$_{٩}$هـ$_{٢}$
اللنثانوم	ك$_{٢}$ ل$_{٨}$ م$_{١٨}$ ن$_{٩}$هـ$_{٩}$ و$_{٢}$
الأكتنيوم	ك$_{٢}$ ل$_{٨}$ م$_{١٨}$ ن$_{٩}$هـ$_{١٨}$ و$_{٩}$ ن$_{٢}$

ليس لهذه المجموعة من العناصر، سوي إثنين منها، أية قيمة تجارية ومع ذلك فهذان العنصران الإستثنائيان يعوضان عن باقى عناصر المجموعة. فعنصر البورون تتزايد أهميته التجارية تزايدا سريعا. ويأتى الألومنيوم بعد الحديد مباشرة من حيث أهميته وفائدته، بل وينافسه منافسة خطيرة ليحتل مركزه الأول. والألومنيوم هو العضو الثانى فى هذه المجموعة، ومن الحق أن يعتبر " العنصر العبقرى فى عائلة متواضعة ". ويعطى الجدول التالى الخواص الرئيسية لهذه العناصر الستة.

البورون

البورون هو العنصر الخامس فى العدد الذرى، وهو خفيف الوزن جدا ولا تزيد كثافة علي ٢.٣٤ – ٣.٣٣. ويوجد بهيئة جامدة لونها أصفر بنى وبهيئة مسحوق غير متبلر لونه بنى ضارب للإخضرار. وهو عنصر لافلزى، ويكون أملاحا تسمي البورات، مع كثير من العناصر الفلزية، وبخاصة فلزات الأقلاء. و أكثر البورات إستعمالا وفائدة هى تترابورات الصوديوم، التى تعرف تجاريا بإسم البوراكس. ويستعمل البوراكس فى عدد كبير من أنواع الصابون وفى منظفات الغسيل، كما أنه يستعمل فى أنواع المينا والمصنوعات الزجاجية والمزججات الخزفية. ومن الإستعمالات الهامة الأخري للبورون تحضير حمض البوريك، وهو مسحوق أبيض ناعم وأملس، ويمتاز محلوله بأنه الحمض الوحيد الذى يصلح لمعالجة الأعين. ولم تكن للبورون النقى قيمة تجارية تذكر حتي وقت قريب. ويستعمل الآن علي نطاق واسع فى بعض البطاريات الشمسية وفى قضبان وأحجية التحكم بالمفاعلات الذرية، ومن المتوقع أن يجد استخدامات هامة فى أنواع الوقود عالية الطاقة والعاكسات. واللدائن الجديدة والسبائك الجديدة. وللبورون كثافة بالغة بالغة الإنخفاض، وهذا هو السبب فى أنه من العناصر القليلة التى لم تشتهر فى الصناعة.

لاحظ مدي التقارب بين نقطتى الإنصهار والغليان للبورون. ولا يوجد أى عنصر جامد آخر يكون فى الحالة السائلة فى مثل هذا النطاق القصير من درجات الحرارة.

العدد الذري	العنصر	الرمز الكيموي	الصلادة (الماس = ١٠)	الكثافة (جرام / سم^{٣})	القطر الذري (وحدات انجستروم)	نقطة الانصهار (مْ)	نقطة الغليان (مْ)
٥	البورون	B	٣,٣٤ – ٣,٣٣		٢٣٠٠	٢٥٥٠	
١٣	الألومنيوم	Al	٢,٦٩٩	٢,٨٢	٦٥٩,٧	٢٠٥٧	
٢١	السكانديوم	Sc	٣,٠٢	٣,٢٠	١٢٠٠	٢٤٠٠	
٣٩	اليتربوم	Y	٥,٥١	٣,٦٢	١٤٩٠	٢٥٠٠	
٥٧	اللثانوم	La	٦,١٥٥	٣,٧٤١	٨٢٦	١٨٠٠	
٨٩	الأكتنيوم	Ac			١٦٠٠		

الألومنيوم

البنية الذرية للألومنيوم قريبة الشبه بالينة الذرية للمغنسيوم. وذراقمما متقاربة فى أعدادها الذرية والكتلية، ويوجد إلكترون إضافى واحد فقط فى الحلقة الخارجية للالمونيوم. وهذا الفلز يشبه فلزات الأقلاء الأرضية القلوية وفلزات الأقلاء فى أنه خفيف الوزن للغاية، ولكنه يختلف عنها فى أنه متين وصلد. وهو أكثر المعادن وفرة علي سطح الأرض، إذ تحتوى قشرة الكرة الأرضية علي ٨.٨ فى المائة من الألومنيوم، فى حين تحتوى علي ٥.١ فى المائة من الحديد. ولا يوجد أى من هذين العنصرين الهامين بحالته الحرة.

والألومنيوم ينافس الحديد ليحتل مكانه الأول فى فائدته للإنسان، ويرجع ذلك إلي وفرته، وخفة وزنه، ومتانته، ومقاومته للتآكل، وتوصيليته

العالية للحرارة والكهربا (رغم الإلكترونات الثلاثة فى حلقته الخارجية)، ومطيليته وخواصه غير السامة.

وللألومنيوم أكثر من ٣٠٠٠ إستعمال مختلف فى الصناعة وقد لا تتحقق من أن المعدن الذى تشاهده وتستعمله يوميا هو الألمونيوم. إذ تصنع من الألومنيوم الرقائق المعدنية التى تستعمل فى تغليف الحلوي والسجائر، كما تصنع منه أوعية وأدوات المطابخ، وكذلك أنابيب معاجين الأسنان والحلاقة والزينة، والعلب، والأوعية المعدنية الأخري التى تعبأ فيها الأدوية. ولكن هذا ليس سوي جزء من الإستعمالات العديدة جدا للألومنيوم. وبالإضافة إلي أن الألومنيوم هو المعدن المثالى لتغليف الأغذية والأدوية، فإنه يستعمل علي نطاق واسع فى صناعة الطيران. وتصنع منه مراوح الطائرات ومحركاتها، وأجسامها، وأجنحتها، وأجزاؤها الإنشائية الأخري. وكثير من المبانى الحديثة يغطى من الخارج بألواح رقيقة من الألومنيوم وتجهز فى الداخل بأبواب، ونوافذ، وحواجز " درابزينات " ومقابض، وهوايات، ومئات من اللوازم والتركيبات يصنع كلها أو بعضها من الألومنيوم.

ويتزايد إستعمال الألومنيوم فى صنع هياكل السيارات والجرارات، والتروس، والأجهزة الدقيقة والقطارات الإنسيابية السريعة، والجسور " الكبارى "، وأعمدة الإضاءة، و أبراج كابلات الضغط العالى و إشارات السكك الحديدية. وفى الواقع فإنه يستعمل فى كل شئ إبتداءا من المسامير إلي عابرات المحيطات. والألومنيوم لونه أبيض فضى، وله قدرة عاكسة

لامعة، وتوصيليته الحرارية والكهربية أعلي من النحاس إذا كانت المقارنة علي أساس الوزن. ولقد إكتشف وجود الألومنيوم هانز كريستيان أورستد (Hans Christian oersted)، وهو نفس العبقرى مكتشف المغنطيسية الكهربية التى ينبنى عليها معظم الأجهزة والآلات الكهربية فى العالم. ويبدو بعيدا عن التصديق أن هذا الفلز لم يكن معروفا للقدماء رغم أنه من أعظم المعادن وفرة وفائدة، ولكن إذا إستعرضنا طريقة إنتاج الألومنيوم فسيتضح السبب فى ذلك.

ففى عام ١٨٢٥ أعلن أورستد علي أعضاء الأكاديمية الدنمركية أنه قد إكتشف عنصرا جديدا بتسخين ملغم البوتاسيوم وكلوريد الألومنيوم، ولكن إكتشافه الهام لم يلق إلا قليلا من الإنتباه. وأنتج أورستد فى الواقع قطعة صغيرة جدا من الألومنيوم، وكان المظنون أن الفلز ثمين ونادر الوجود. وبمضى الوقت، بدأ العلماء فى التحقق من قيمة خفة وزن الألومنيوم ومتانته، دون أن يتوصلوا إلي طريقة لإنتاجه علي أساس تجارى حتي تمكن كيموى فرنسى من إبتكار طريقة بدائية ومعقدة خفضت سعر الألومنيوم من ٥٤٥ دولارا إلي ١٧ دولارا للرطل الواد. ولم يتمكن هذا الكيموى – وهو هنرى سانت – كلير دوفيل – - henri sainte (Claire deville)، من إنتاج الفلز بمقادير كبيرة، كما أنه لم ينجح فى إثارة إهتمام رجال العلم بالأهمية العظمي للألومنيوم. وكان ممن تنبهوا إلي قيمة الألومنيوم العظيمة طالب فى كلية أوبرلين بأوهايو إسمه مارتن هول (Charles martin hall). تحقق هول من أن الألومنيوم موجود فى الطفل، وأنه من أكثر المعادن وغرة فى القشرة الأرضية، وعلي ذلك شرع

فى المعمل مستهدفا إنتاجه بمقادير كبيرة، وأنشأ معمله الخاص فى غرفة خشبية ملحقة بمنزله حيث صهر بعض فلوريد الصوديوم فى وعاء صغير وأذاب فيه مقدارا من أكسيد الألومنيوم. وكان الشاب هول قد علم بنجاح سير همفرى دافى فى إنتاج الصوديوم والبوتاسيوم بالتحليل الكهربى للأملاح الفلزية، فمرر هول تيارا كهربيا مستمرا خلال المحلول، وكان سروره بالغا عندما وجد أن أكسيد الألومنيوم قد تحول إلي الأكسجين والألومنيوم الفلزى وفى نفس الوقت الذى كان فيه هول يجرى تجاربه فى الولايات المتحدة كان الفرنسى بول لوى توسان هيرو (paul Louis Toussaint heroult) يجرى تجربة مماثلة فى فرنسا، دون أن يعلم أحدهما ما يؤديه الآخر. وبذلك أكتشف الشابان، فى دولتين مختلفتين وفى نفس الوقت، طريقة عملية لإنتاج الألومنيوم بمقادير كبيرة. ولقد تم إنتاج الألومنيوم بهذه الطريقة يوم ٢٣ من فبراير عام ١٨٨٦ الذى يعتبر تاريخ بداية صناعة الألومنيوم.

وطريقة (هول – هيرو) هى أساس إنتاج الألومنيوم اليوم، وهى طريقة معقدة إلي حد ما وينتج الألومنيوم من خام البوكسايت الذى يحتوى علي أكسيد الألومنيوم والماء، ويوجد بوفرة فى غينيا، وهنغاريا، وفرنسا، و إندونيسيا، وفى بعض مناطق الولايات المتحدة الأمريكية. ويحتوى البوكسايت كذلك علي خامات أخري مثل أكاسيد السليكون والحديد التى يجب إزالتها للحصول علي أكسيد الألومنيوم.

بعد إستخراج البوكسايت من المناجم، فإنه يطحن ويحول إلي

مسحوق ناعم جدا ثم يخلط مع محلول ساخن من الصودا الكاوية (هيدروكسيد الصوديوم). ومن خواص الصودا الكاوية أنها تتفاعل مع أكسيد الألومنيوم، فى حين لا تكاد تتفاعل مع المواد الأخري التى يتكون منها البوكسايت، فينتج عن ذلك ألومينات الصوديوم، وهو مركب سهل الذوبان فى الماء فنحصل علي محلول ألومينات الصوديوم. أما مواد خام البوكسايت الأخري فتترسب. فإذا أجريت عملية ترشيح يمكن التخلص من الرواسب، أى من شوائب البوكسايت. والخطوة التالية هى إضافة كمية من بلورات هيدرات الألومنيوم (نحصل عليها من عملية إنتاج سابقة) إلي محلول ألومينات الصوديوم، ويقلب المحلول جيدا ثم يترك ليبرد تدريجيا فتترسب هيدرات الألومنيوم الموجودة به علي هيئة بلورات.

وبإجراء عملية ترشيح نحصل علي هيدرات الألومنيوم التى تغسل بعد ذلك جيدا ثم توضع فى أفران تسخين إلي أن يتبخر الماء المتحد كيمويا مع هيدرات الألومنيوم، وتتبقي الألومينا (أكسيد الألومنيوم) التى تكون علي درجة عالية من النقاء. ويذاب أكسيد الألومنيوم فى الكريوليت المنصهر فى خلية كهربية ويسلط تيار مستمر قوى خلال المحلول، فينفصل الألومنيوم من الأكسجين، ويتجمع المعدن السائل فى قاع الخلية حيث يصب فى بوادق فى حين يتصاعد غاز الأكسجين. وينتج من كل ستة أطنان تقريبا من البوكسايت طن واحد من الألومنيوم الفلزى النقى. ومن السهل تشكيل كتل الألمنيوم إلي ألواح، ورقائق، وأسياخ، ومسامير، وأنابيب، ومبوبات، وعشرات من المنتجات الأخري. وتكاليف التعدين اليوم بسيطة جدا، وتنتج منه الولايات المتحدة أكثر من مليون طن ثنويا.

السكانديوم

ليس لدينا الكثير مما يمكن قوله عن هذا العنصر. فهو لا فلزى، ويشبه البورون وكثافته منخفضة وله قطر ذرى كبير. ولقد سماه مكتشفه السويدى بهذا الإسم المأخوذ من (أسكنديناڤيا)، وليست له قيمة تجارية فى الوقت الحاضر.

اليتريوم

اليتريوم كم الفلزات الأرضية النادرة، ويبدو كما لو كان فى غير موضعه فى الجدول الدورى. فالفلزات الأرضية النادرة تبدأ بعدد ذرى ٥٨، ولما كان العدد الذرى لليتريوم ٣٩ فقط غمن المتوقع ألا تكون له خواص الفلزات الأرضية النادرة. ولكن هذا هو أحد ألغاز الطبيعة. وكان فوهلر (wohler) أول من أستخلص الفلز عام ١٨٢٨. وليست له قيمة تجارية فى وقتنا الحالى.

اللنثانيوم

أكتشف هذا الفلز الأبيض، الذى له لون القصدير، العالم موساندر (mosander) عام ١٨٣٩. وهو رائد مجموعة الفلزات الأرضية النادرة التى تعرف بإسم مجموعة اللنثانيت، وسنناقشها فى الفصل ١٧. وليس للنثانيوم أية قيمة تجارية فى الوقت الحاضر.

الأكتينيوم

يرأس هذا العنصر المعقد المشع المجموعة الثانية من الفلزات الأرضية النادرة التى تعرف بإسم مجموعة الأكتينيوم، والتى يبدأ فيها الإنسان خلق عناصر جديدة. ومعارفنا عن الأكتينيوم قليلة فى الوقت الحاضر وليست له أية قيمة تجارية.

الفصل الثاني عشر

الزنك والكدميوم والزئبق

الزنك ك$_{٢}$ ل$_{٨}$ م$_{١٨}$ ن$_{٢}$

الكادميوم ك$_{٢}$ ل$_{٨}$ م$_{١٨}$ ن$_{١٨}$هـ$_{٢}$

الزئبق ك$_{٢}$ ل$_{٨}$ م$_{١٨}$ ن$_{٣٢}$هـ$_{١٨}$ و$_{٢}$

هـ١٨ و٢

تكون هذه العناصر الثلاثة مجموعة تسمي المجموعة (٢ ب) فى الجدول الدورى، وحلقاتها الأخيره تحتوى جميعا علي إلكترونين، والفرق بين أعدادها الذرية ١٨ و ٣٢

العدد الذري	العنصر	الرمز الكيموي	الكثافة (جرام / سم^{٣})	القطر الذري (وحدات انجستروم)	نقطة الانصهار (مْ)	نقطة الغليان (مْ)
٣٠	الزنك	Zn	٧,١٤	٢,٧٤٨	٤١٩,٥	٩٠٧
٤٨	الكادميوم	Cd	٨,٦٥	٣,٠٤	٣٢٠,٩	٧٦٧
٨٠	الزئبق	Hg	١٣,٥٤٦	٣,١	٣٨,٨٧	٣٥٦,٩

والزئبق هو أكثر العناصر الثلاثة إثارة للإهتمام، لذلك سنناقش هذا العنصر أولا (الرمز الكيموى للزئبق، Hg، مأخوذة من الكلمة اللاتينية (hydrargyrum).

الزئبق

للزئبق خاصتان غير عاديتين، فهو العنصر الفلزى الوحيد الذى يكون سائلا فى درجة حرارة الغرفة العادية. وليس لأى عنصر آخر هذه السمة المميزة، رغم أن الجاليوم وهو عنصر فلزى جامد ينصهر من مجرد حرارة اليدين ويتحول إلي سائل عند درجات حرارة أعلي من ٨٦ ف. والخاصة الثانية غير العادية للزئبق هى كثافته الكبيرة، فهو أثقل سائل معروف، وكثافته أعلي من كثافة الماء ثلاث عشرة مرة. وبالنسبة لكثافته العالية وتوتره السطحى العالى فإنه السائل الوحيد الذى لا يبلل الأجسام الصلبة. وبالنسبة لوزنه، لا يحدث تلاصق بين جزيئات الزئبق السائل وبين جزيئات معدن الوعاء الذى يحتويه، ونجد أن سطح الزئبق محدب وليس مقعرا كما فى حالة جميع السوائل الأخري. ومن الحقائق التى تسترعى الإنتباه أن الزئبق له بروتون إضافى واحد فى نواته، وإلكترون إضافى واحد فى غلافه الخارجى، ويأتى بعد الذهب مباشرة فى الجدول الدورى للعناصر. ولكن هذا التغير اللطيف فى البنية الذرية يحدث فرقا هائلا بين العنصرين.

ولقد سبق أن رأينا أن معظم العناصر الفلزية يمكن أن تتحد لتكوين سبائك، فالنحاس الأصفر سبيكة من النحاس والزنك، والبرونز سبيكة من النحاس والقصدير، ولكن عند إتحاد الزئبق مع عنصر فلزى آخر يتكون "

مملغم "، وهذه الحقيقة بالغة الأهمية فى إنتاج الذهب والفضة. فمن طرق إستخلاص الذهب من الخام إمراره فى حمام زئبقى. ويتحد الزئبق علي الفور مع الذهب لتكوين مملغم ثقيل جدا. ثم تستبعد مخلفات الخام، وعند تسخين المملغم إلي درجة عالية يكون الزئبق أكسيد الزئبقيك تاركا الذهب بحالة نقية. ويرجع ذلك إلي أن الزئبق يكون مسحوقا عند تسخينه، و أن نقطة إنصهار الزئبق أقل بكثير من نقطة إنصهار الذهب.

والسائل الزئبقى بالغ الأهمية فى أجهزة التسجيل مثل الترمومترات (مقاييس الحرارة) والبارومترات (مقاييس الضغط الجوى). وهو مثل جميع الفلزات يتمدد عند تسخينه، ولكن بما أنه سائل فإنه قادر علي التحرك صعودا وهبوطا فى أنبوبة لها قطر داخلى دقيق. وليس الترمومتر سوي ساق طويلة ورقيقة ومجوفة من الزجاج تملأ جزئيا بالزئبق وتنتهى ببصيلة عند قاعدتها. وأى تغير فى درجة الحرارة يؤدى إلي تمدد الزئبق أو تقلصه داخل الأنبوبة، فإذا عويرت معايرة صحيحة فإنها تعطى درجة الحرارة بدقة.

ولقد كان تورشيلى (Torricelli) هو الذى لاحظ فى عام ١٦٤٣ أن للغلاف الجوى وزنا وأنه يحدث ضغطا يكفى لرفع عمود من الماء مسافة ٣٤ قدما وهذا المبدأ هو الذى يتحكم فى مضخة الماء البسيطة المشغلة يدويا والتى لا تزال تستعمل تي اليوم فى بعض المناطق الريفية. وتصبح المضخة عديمة الفائدة إذا كان الماء فى البئر منخفضا عن السطح بمسافة ٣٤ قدما، وهو أمر نادر الحدوث. وحيث إن الجو

يستطيع الإحتفاظ بعمود من الماء إلي إرتفاع ٣٤ قدما، فمن الواضح أنه يستطيع الإحتفاظ بعمود من الزئبق، الأثقل من الماء ثلاث عشرة مرة، إلي إرتفاع يبلغ جزءا من ثلاثة عشرمن ٣٤ قدما ، أى ثلاثين بوصة. والأنبوبة التى إرتفاعها ٣٠ بوصة أسهل تداولا من أنبوبة إرتفاعها ٣٤ قدما، لذلك فقد أستعمل الزئبق لتحدي التغير فى الضغط الجوى بنفس الطريقة التى يقاس بها التغير فى درجة الحرارة. فإذا كان الضغط الجوى أقل من المعتاد فإن إرتفاع الزئبق فى الأنبوبة يصبح أقل من ٣٠ بوصة، وإذا كان أزيد من المعتاد فإن الزئبق يرتفع فيها. ويعمل البارومتر الذى يستخدم اليوم وفقا لمبدأ مختلف، ولكن مع الإحتفاظ بالتسجيل القديم. فعندما تستمع إلي النشرة الجوية تلاحظ أن قراءة البارومتر تعطي بالبوصات. ويوجد الزئبق فى خام أمر لامع يسمي (السينابار)، وهو كبريتيد الزئبق (HgS) والعنصر لونه أبيض فضى، ويتدحرج علي أى سطح بسرعة عظيمة، وهذا هو السبب فى تسميته أحيانا بالإنجليزية (quicksilver)، أي الفضة السريعة. ولقد سبق أن ذكرنا أن بريستلى إكتشف الأكسجين بإستخدام الزئبق. وجميع مركبات الزئبق سامة، كما أن لبخار الزئبق مفعولا ساما وبيلا. ويستعمل بخار الزئبق علي نطاق واسع فى المصابيح، وكذلك فى التصوير الفوتوغرافى لما للضوء الذى ينبعث منه من خواص أكتينية عالية.

الزنك

الزنك هو العنصر الأول فى هذه المجموعة، وهو فلز أبيض ضارب للزرقة، وبنيته الذرية تشبه البنية الذرية للنحاس كما أنه يلى النحاس فى

الجدول الدورى للعناصر. وبالنسبة لرخص ثمنه نسبيا، ورخاوته، وأنه يتفاعل مع معظم الأحماض غير العضوية، فإنه يحتل المرتبة الخامسة من بين أكثر الفلزات فائدة للإنسان، ولا يفوقه فى ذلك سوي الحديد والألومنيوم والرصاص والنحاس. وللزنك ثلاثة إستعمالات فذة، هى : أولا، إستعماله فى التغليف الوقائى للحديد، الذى يعرف بإسم الحديد المجلفن. والحديد المجلفن لا يصدأ ولا يتآكل، لذلك يستعمل فى صنع الدلاء (الجرادل)، والأوعية الحديدة الأخري، كما يستعمل فى صنع الألواح المعدنية المستخدمة فى إنشاء المبانى. فتصنع من الحديد المجلفن بعض سقوف المبانى، والميازيب (المزاريب)، وأنواع الحشو المعدنى، والأفاريز. والإستعمال الفز الثانى للزنك هو إضافته إلي النحاس للحصول علي سبيكة النحاس الأصفر إستعمالات لا حصر لها، كما أنه هام جدا فى تجارة المصنوعات المعدنية، والإستعمال الفذ الثالث للزنك هو فى الأشغال الكهربية. فكل بطارية تقريبا تحتوى علي الزنك. و إذا أخذت فى الإعتبار كميات الحديد المجلفن التى تستعمل، والمئات العديدة من السلع المعدنية المصنوعة من النحاس الأصفر، والعدد الهائل من البطاريات المستعملة والمتداولة، فمن المؤكد أنك ستوافق علي أن مجرد هذه الإستعمالات الثلاثة للزنك تؤهله لأن يكون من بين أهم المعادن. ولكن للزنكك إستعمالات أخري كثيرة. فلا غني عنه فى صناعة الحفر الفوتوغرافى لأنه رخيص الثمن، ومن السهل تظهيره بالأحماض. ومعظم الرسوم الخطية التى تشاهدها فى الكتب والمجلات تطبع من ألواح من الزنك ويستعمل الزنك كذلك علي نطاق واسع فى عمليات الصب فى قوالب معدنية، ولوازم

الإضاءة، والأنابيب، وفى كثير من المصنوعات البرونزية. وأهم مركباته هو الأكسيد، الذى يعرف بإسم أبيض الزنك، وتستعمل مقادير كبيرة منه فى صنع منتجات المطاط، والإطارات، و أحبار الطباعة، والعقاقير، والدهانات، وعشرات من السلع الأخري.

وللزنك النقى اللامع نفس خواص السيزيوم عند وقوع الضوء عليه – فإنه يعطى بعض إلكتروناته، ومن ثم ينتج تيارا كهربيا – ولكن بعض مركبات الزنك والفضة، وكذلك كبريتيد الزنك، ووكبريتيد الزنك والكادميوم، ومسليكيات الزنك تصبح مضيئة عند تنشيطها بواسطة الإلكترونات. وبمعني آخر، فإن الفلز و أملاحه تسلك مسلكا عكسيا، فبدلا من أن تنتج أو تحرر الإلكترونات للتيار الكهربى عندما يصطدم بها الضوء، فإن بعض أملا الزنك تتوهج وتنتج ومضات ضوئية دقيقة عندما تصدمها الإلكترونات. ويطلق علي مركبات و أملاح الزنك هذ إسم " الفسفورات " والفسفورات هى التى تصنع الصورة علي شاشة التليفزيون، إذ أن شاشة التليفزيون مطلية من الداخل بالفسفور، وفى اللحظة التى يصدمها الشعاع الإلكترونى أو الكاثودى فإن البقعة البالغة الضآلة (الميكرسكوبية) التى يقع عليها الضوء تومض بشدة تتناسب مع الشدة المتفاوتة للشعاع الإلكترونى داخل جهاز التليفزيون.

وللزنك تاريخ طريف ومشوق، إذ كان أندريا مارجراف andreas) (marggrafs أول من إستخلص الفلز، و أول من إدعي إكتشافه. ومع ذلك ففى عام ١٥٩٧ كتب العالم ليبافيوس (libavius) بحثا

وصف فيه " نوعا خاصا من القصدير " حضره صديق له فى الهند، ومنذ ذلك الحين بدأ الإهتمام بالفلز. ثم إتضح أن هذا النوع الخاص من القصدير ليس سوي الزنك، الذى أستخلص لأول مرة فى إنجلترا بعد بقرن ونصف قرن.

ولا يوجد الزنك فى الطبيعة بحالة حره، وخاماته عديدة ومتباينة جدا. وخامته الرئيسية هى كبريتيد الزنك، التى تعرف بإسم " بلند الزنك "، وتحتوى أيضا علي الحديد والفضة والكادميوم، وهى شديدة الشبه بالزنك فى مظهرها وخواصها بحيث يصعب التمييز بينها.

الكادميوم

رغم أن الكادميوم أقل فلزات المجموعة الثلاثية فائدة، فإنه يؤدى وظيفة هامة فى المفاعلات الذرية، إذ أنه يبطئ النيوترونات ويمكن من التحكم فى الخلية الذرية. والكادميوم فلز أبيض فضى قريب الشبه من الزنك، وإن لم يكن بمثل وفرته فى الطبيعة. وهو يستعمل مثل الزنك فى تغليف الحديد والمعادن الأخري، وتستعمل أملاح الكادميوم صبغات فى أنواع الدهانات.

المجموعة الأزوتية : متفجرة وسامة

الأزوت	ك$_{٢}$ ل$_{٥}$
الفسفور	ك$_{٢}$ ل$_{٨}$ م$_{٥}$

الزرنيخ	ك$_{٢}$ ل$_{٨}$ م$_{١٨}$ ن$_{٥}$
الأنتيمون	ك$_{٢}$ ل$_{٨}$ م$_{١٨}$ ن$_{١٨}$هـ$_{٥}$
البزموت	ك$_{٢}$ ل$_{٨}$ م$_{١٨}$ ن$_{٣٢}$هـ$_{١٨}$ و$_{٥}$

إذا صرفنا النظر عن أن هذه العناصر الخمسة تحتوى أغلفتها الخارجية جميعا علي خمسة إلكترونات – وهى حقيقة هامة – فإن النظرة الأولي إلي هذه العناصر تجعلنا نحسب أنها لا تنتمى إلي نفس الأسرة. وإذا تفحصت الجدول التالى، فستجد مدي إختلافها بعضها عن بعض من حيث أقطارها الذرية، وكثافتها، ونقط إنصهارها وغليانها، بيد أنها تدرج معا فى مجموعة واحدة بالجدول الدورى، كما أنها ليست بهذا الإختلاف الذى قد يبدو لنا.

ورغم أن هذه العناصر ليست سامة فى حد ذاتها، فإن معظمها يكون مركبات سامة مميتة. وهذا حقيقى بالأخص بالنسبة للأزوت والزرنيخ والأنتيمون. كذلك فإن الفسفور والزرنيخ والأنتيمون كلها رخوة وكلها متأصلة، وهى توجد علي صور وبهيئات مختلفة، كما رأينا لكبريت فيوجد مثلا الفسفور الأصفر، والأحمر، والأسود، والأنتيمون الأصفر، والأسود، والزرنيخ الأصفر، والرمادى، والأسود. والعنصران الأخيران يلعبان دورا مزدوجا فى أنهما فلزان ولا فلزان. ومع ذلك فأفضل برهان علي أن هذه العناصر تنتمى إلي نفس الأسرة هو أن نطرح أعدادها الذرية، الواحد من الآخر فنحصل علي الأعداد المألوفة ٨، ١٨، ١٨، ٣٢.

العدد الذري	العنصر	الرمز الكيموي	الكثافة (جرام / سم^{3})	القطر الذري (وحدات انجستروم)	نقطة الانصهار (مْ)	نقطة الغليان (مْ)
٧	الأزوت	N	٠,٨١٠	١,٠٦	٢٠٩,٨٦	١٩٥,٨
١٥	الفسفور	P	١,٨٢ – ٢,٢	٢,١٦	٤٤,١	٢٨٠
٣٣	الزرنيخ	As	٥,٧٣	٢,٥	٨١٤	٦١٥ (يتسامى)
٥١	الأنتيمون	Sd	٦,٦٩١	٣,٢٣	٦٣٠,٥	١٣٨٠
٨٣	البزموت	Bi	٩,٧٤٧	٣,٦٤	٢٧١,٣	١٤٥٠

الأزوت

لا تقل أهمية الأزوت عن الأكسجين فى خواصه التى لا غني عنها للحياة. وهو العضو الأخير من العناصر الأربعة التى تشكل أساس الحياة فى كل صورة من صورها. وهذه العناصر الأربعة هى : الكربون، الأكسجين، الهيدروجين، الأزوت.

والأزوت من أكثر العناصر وفرة علي وجه الأرض، وهو غاز لا لون له ولا طعم ولا رائحة، ويكون ٧٨ فى المائة من الغلاف الجوى. ولذرته أصغر قطر من بين جميع العناصر، وهو يخالف جميع الذرات الأخري فى

أنه يتحلل عند قذفه بجسيمات ألفا العالية، مما يؤدى إلي تحرر نواة الهيدروجين. ويعتبر الأزوت بصفة عامة غازا "كسولا "، لأنه يرفض الإتحاد مع معظم العناصر الأخري إلا تحت الحرارة العظيمة أو فى ظروف غير عادية. وهذا هو السبب فى عدم وجود صبغة كيموية للهواء : ومن الطبيعى أن يتخيل الواحد منا أن تخالط الأكسجين والأزوت معا منذ بلايين السنين، كان سيؤدى إلي إتحادهما من أمد لتكوين أكسيد الأزوت، ولكن مثل هذا الإتحاد لم يحدث. وسيظل أكسجين و أزوت الهواء دائما متباعدين أحدهما عن الآخر بسبب تكاسل الأزوت عن الإتحاد فى درجات الحرارة العادية. وبالنسبة لخمول الأزوت جزئيا، وبخاصة فيما يتعلق بالفلزات، فلقد إستعمل لسنوات عديدة فى مصابيح الإضاءة الكهربية ثم إستبدلت به غازات خاملة فعلا مثل الأرجون.

تركيب الهواء

(عند مستوي سطح البحر)

المادة	النسبة المئوية
الأزوت	٧٨.٠٣
الأكسجين	٢٠.٩٩
الأرجون	٠.٩٤
ثاني أكسيد الكربون	٠.٠٣
الهيدروجين	٠.٠١
النيون	٠.٠٠١٢٣
الهيليوم	٠.٠٠٠٤
الكريبتون	٠.٠٠٠٠٥
الأكسينون	٠.٠٠٠٠٠٦
الرادون	آثار ضئيلة

ولقد إكتشف رذرفورد (Rutherford) وجود الأزوت لأول مرة عام ١٧٧٢، ولكن كافندش (Cavendish) هو الذى أثبت أن الهواء يحتوى علي غازين سماهما " الهواء الدنس " (foul air) و " هواء النار " (fire air). وأنتج الهواء الدنس (الأزوت) بإحراق هواء النار (الأكسجين) ثم أثبت أن الغاز المتبقى لا يساعد علي الإحتراق. ويمكنك إجراء نفس الشئ يوضع قنينة زجاجية فوق شمعة مضيئة – فإن اللهب سيستنفد كل الأكسجين، ويتبقى في القنينة الأزوت وثاني أكسيد الكربون. وإذا تفحصنا البنية الحلقية للأزوت بالكتروناتها الخمسة " السائبة " فسنجد أنه من الممكن إتحادها مع إلكترونات الهيدروجين الثلاثة لإكمال الثمانية الإلكترونات ولتكون (NH_3) الماء. وبنفس كيفية إتحاد الإلكترونات الستة للإكسجين مع الكترونين للهيدروجين لتكوينالماء (H_2o). ويكون الأزوت تحت الحرارة الشديدة غاز الأمونيا (NH_3) مع الهيدروجين. وهذا الغاز بالغ الأهمية في صناعة النترات وحمض النيتريك، ويمتاز بأنه أكثر الغازات قابلية للذوبان في الماء، وتعرف مركباته باسم " أملاح الأمونيوم ". ويلعب غاز الأمونيا دورا بالغ الأهمية في صناعة التبريد.

والأزوت لازم لحياة النبات، وبالتالي لحياة الحيوان، لأن الحيوانات تعيش على النباتات. والبكتيريا هي تلك الكائنات بالغة الضآلة التي تتسبب أحيانا في مرض الإنسان، ولها قدرة ملحوظة على أخذ الأزوت من الهواء وتحويله (بمساعدة مياه الأمطار) إلى حمض النيتريك الذي يتفاعل مع المواد الأساسية الموجودة في التربة لتكوين نترات. والنترات تتحول في

البرسيم والفول والبازلاء (البسلة) والنباتات الأخرى إلى بروتينات، وهي غذاء هام للحيوانات. كما أنها المكون الرئيسي للحوم. ولا يزال سرا الكيفية التي تتمكن بها هذه الكائنات الدقيقة غير المرئية من تثبيت الأزوت دون حاجة إلى حرارة شديدة. ولقد قدر أن الجرام الواحد من التربة قد يحتوي على مليون من البكتيريا، تعمل كلها معا لتحويل أزوت الهواء إلى النترات اللازمة لحياة النباتات. كذلك تحتوي المواد المتعفنة على قدر عظيم من الأزوت. وهذا هو السبب في أن السباخ وروث الحيوانات والأوراق والجذور المتعفنة أسمدة ممتازة. وفي جميع الحالات تعطي هذه الأسمدة قدرا كبيرا من الأزوت، لتحوله إلى نترات، فيما بعد، نفس البكتريا التي تسبب العفن. وبذلك تتم باستمرار دورة منظمة تشبه إلى حد ما دورة (الأكسجين – ثاني أكسيد الكربون) التي سبق وصفها.

ولقد اكتشف العلم لأول مرة في نوفمبر عام ١٩٥٦ المفتاح الذي قد يؤدي إلى معرفة السر في نشأة الحياة على الأرض. فلقد أجريت تجارب معملية هيئت فيها نفس الظروف التي يرجع أنها كانت سائدة على الأرض من حوالي بليون سنة، حين لم يكن يوجد أي نوع من أنواع الحياة عليها. وأوضحت هذه التجارب أنه من غير الميتبعد أن العناصر الثلاثة : الهيدروجين والكربون والأزوت، قد اتحدت بمساعدة شرارة كهربائية وظروف معينة من درجات الحرارة، لتكوين الأحماض الأمينية، وهي أساس جميع البروتينات التي تشكل المكون الرئيسي للمادة الحية. ولا يستبعد كذلك أن الشرارة الكهربية التي أنتجت الأحماض الأمينية من الكربون والهيدروجين والأزوت كانت صادرة من صاعقة هوت على السطح

الساخن للأرض فساعدت على اتحاد العناصر الثلاثة. ومن الجائز أن المركب الجديد الذي تكون حملته الأمطار الجارفة إلى المحيطات حيث تكونت الأحماض الأمينية، ومنها نشأت الكائنات المجهرية للمادة الحية.

والأزوت جدير باسم " الطفل المشكلة " من بين العناصر. فهو يلعب في الكيميا العضوي دورا لا يقل أهمية عن دور الهيدروجين في إنتاج الأملاح والأحماض الأمينية ذات الأهمية الجوهرية. ورغم أن الأكسجين والأزوت لا يتحدان كيمويا في الهواء تحت الظروف العادية، فإنهما يتحدان فعلا مع العناصر الموجودة في الأرض لتكوين نترات (No_3) دون الإستعانة بالبكتيريا أو الحرارة الشديدة. وملح البارود وملح بارود شيلي هما نترات الصويوم والبوتاسيوم، ويوجدان بكثير في القشرة الأرضية. ويتضح السبب في إتحاد شق النترات مع الصوديوم والبوتاسيوم إذا اعتبرنا العدد ٣٢ في التكوين الحلقي. ولنتذكر أولا أن الحلقات أو الأغلفة الإلكترونية التامة تتبع العلاقة الرياضية، ٢ ($١^٢+٢^٢+٣^٢+٤^٢+$......) وللشق (No_3) ٢٣ إلكترون. وذه الألكترونات الثلاثة والعشرون الموجودة في الغلافين الخارجيين تتحد بسرعة مع الصوديوم والبوتاسيوم. وهذه النترات غنية بالأكسجين وتكون غير مستقرة بصفة عامة، وتحترق بسرعة فائقة عند إشعالها. والبارود يتكون أغلبه من ملح البارود. والألعاب النارية ليست سوى كمية من البارود مكبوسة في أسطوانة كبسا محكما بحيث لا يتسع لها مجال للاحتراق في هذا الحيز الضيق فتنفجر.

ويتحد الأزوت مع الجلسرين لتكوين النتروجلسرين، وهو مادة لا

تكون ضارة في العادة عند حرقها في مكان مفتوح، ولكنها تحدث انفجارا عنيفا يشبه انفجار الديناميت إذا عبئت في حيز محصور وخلصت مع بعض مواد أخرى. لذلك فإن النتروجلسرين من مكونات الديناميت. وكثير من مركبات الأزوت مثل النتروجلسرين لا تكون مستقرة، ويعني ذلك أنها تتفاعل إذا خبطت أو طرقت. وأخطر هذه المركبات جميعا يوديد الأزوت الذي ينفجر إذا تركنا ريشة تطفو عليه. ولولا الأزوت لما وجد أي نوع من أنواع الأسلحة أو المفرقعات.

ومن الغريب أنه رغم خواص الأزوت والكربون اللازمة للحياة، فإن هناك مجموعة مؤتلفة معينة من هذين العنصرين تنتج أخطر السموم المميتة التي يعرفها الأنسان – وي السيانيدات. ولسيانيد الهيدروجين مفعول مميت لدرجة أن ثلاثة أجزاء من عشرة من واحد في المائة منه في جو غرفة تؤدي إلى الوفاه. ويعرف هذا الغاز باسم الغاز المهلك أو المميت ietha gas) (ويستعمل في غرب الولايات المتحدة لإعدام المجرمين، كما يستعمل الكرسي الكهربي للاعدام في شرقيها. واستنشاقة واحدة من هذا الغاز وتوقف التأكسد في التنفس وقفا تاما وتؤدي إلى الوفاة على الفور. والسيانيدات كذلك بالغة الخطر على الجلد الآدمي. ويجب عند تداولها ارتداء نظارات وقفازات مصنوعة من الاسبستوس. وتستعمل أملاح السيانيد، مثل سيانيد البوتاسيوم (KCN) في الطلاء الكهربائي.

وفي درجات الحرارة العالية جدا، يتحد (N_2) مع (O_2) بخمس طرق مختلفة، وتعرف باسم الأكاسيد الخمسة للأزوت.

الفسفور

الفسفور يشبه الكبريت والكربون في وجوده بصور مختلفة، ويرجع ذلك إلى التفاوت في عدد وترتيب جزيئاته (التآصل). وأكثر صور الفسفور انتشارا وذيوعا مادة عجينية رخوة لونها أصفر ضارب للبياض، وتداولها سام للغاية وبالغ الخطر. وكما أن الهالوجينات تلتهب وتشتعل إذا ابتلت أو لا مست الماء، كذلك فإن الفسفور يتفاعل بعنف عند تلامسه للماء أو الأكسجين. وعند تعرضه للهواء فإنه ينفجر مشتعلا على الفور، لذلك يجب الإحتفاظ به دائما مغمورا بالماء أو الزيت. ولأنه عنصر نشط جدا فإنه يتحد بسرعة مع العناصر الأخرى ولا يوجد قط بحالة نقية في الطبيعة. وأخنة الفسفور سامة، والحروق الناجمة عنه قد تؤدي إلى الوفاة. ومن الغريب حقا أن افسفور رغم أنه عنصر يجب أ، يتجنبه الأشخاص الذين لا يعرفون كيفية تداوله، فإنه مع ذلك لازم للحياة ويتكون معظم عظام وأسنان وأنسجة الحيوانات من عنصر الفسفور، ولا غنى عنه أيضا لحياة النباتات. وكل سماد جيد يحتوي على الفسفات وعند تسخين الفسفور الأصفر إلى ٢٥٠ مئوية، في معزل عن الهواءء أو الأكسجين، فإن بنيته الجزيئية تتحول وتصبح حمراء اللون ولذه التشكيلة الحمراء كثافة أعلى من كثافة الفسفور الأصفر وهي غير سامة وتداولها مأمون ولا تشتعل بسرعة اشتعال الفسفور الأصفر عند تعريضها للهواء أو الأكسجين.

ويذوب الفسفور الأصفر بسرعة في سائل متطاير يعرف باسم كبريتور الكربون. وإذا وضعنا بضع قطرات من هذا المحلول على قطعة من الورق

فإن الورق تحترق ذاتيا – وفي أول الأمر لا يحدث أي شئ لفترة قصيرة ثم تشتعل الورقة فجأة، والسبب في ذلك هو أن السائل المتطاير يتبخر بسرعة فيترك الفسفور الأصفر معرضا للهواء والإستعمال التجاري الرئيسي للفسفور هو في إنتاج الأسمدة الجيدة، إلا أن أكثر استعمالاته ذيوعا هو في صناعة الثقاب، ويحتوي رأس أو طرف عود الثقاب على الفسفور متحدا مع الكبريت والغراء ومادة كيموية أخرى تكون غنية بالأكسجين، وتسمى العامل المؤكسد. ومن هذه العوامل المؤكسدة كلورات البوتاسيوم ($KClO_4$) وفي حين يقوم الفسفور بدور " الزناد " فإنه لا يشعل خشب عود الثقاب بدون الأكسجين الموجود في كلورات البوتاسيوم، ويستعمل الغراء في الواقع غطاء واقيا لمنع الفسفور من الاشتعال. وعندما تقدح عود الثقاب فإنك تزيل بعض الغراء فيتسبب أكسجين العامل المؤكسد في إشعال اللهب واحتراق خشب العود.

ولا يحتوي الثقاب الذييعرف باسم " ثقاب الأمان " على الفسفور. ويصنع أساسا من الكبريت، والزجاج السمحوق، والغراء، وكلورات البوتاسيوم. وهذا هو السبب في عدم اشتعال العود عند حك عود ثقاب الأمان على سطح خشن – أي لغدم وجود فسفور يشعل العامل المؤكسد. ولا يشتعل ثقاب الأمان إلا عند حكه على ورق محضر خصيصا لذلك، كالنوع الذي تشاهده على جانب علبة أعواد الثقاب المأمونة. ويغطي هذا الورق بعجينة من الفسفور الأحمر، والزجاج المسحوق، والكبريت، بدون إضافة أي عامل مؤكسد. وعند حك ثقاب الأمان على هذا النوع من الورق يقوم الفسفور الموجود في المخلوط بإشمال المادة

المؤكسدة في عود الثقاب فيشمل بدوره. والمادة الموجودة على جانب علبة عيدان الثقاب ليست خطيرة رغم أنها تحتوي على الفسفور، وذلك لعدم وجود عامل مؤكسد فيها، ولا يحتوي ثقاب الأمان على الفسفور ولكنه يحتوي على العامل المؤكسد. وكلاهما لازم للحصول على اللهب، ولا يمكن لأحدهما أن يقوم بوظيفة بدون الآخر. ويلعب الفسفور دائما دورا هاما في الحروب. ويستعمل في صنع قذائف مدافع الهاون والقنابل اليدوية، وفي تكوين ستائر كثيفة من الدخان تخفي أعمال المناورات عن العدو.

ونحصل على الصورة الثالثة للفسفور – تشكيلة الفسفور الأسود – بتسليط ضغط هائل (١٠.٠٠٠ كجم على السنتيمتر المربع) على الفسفور الأصفر عند درجة ٤٠٠ مئوية تقريبا. وهي تشبه الجرافيت، وجيدة التوصيل للكهرباء، إلا أن قيمتها التجارية ضئيلة.

الزرنيخ

الزرنيخ هو العضو الثالث في أسرة الأزوت، وهو فلز أبيض فضي يعتم بسرعة كبيرة في الهواء. ورغم أنه يشبه الفلزرات ويصنف على أنه واحد منها، إلا أنه يسلك في الغالب مسلك اللافلزات، وهو يشبه الفسفور من هذه الوجهة. وهذا العنصر غير سام في حد ذاته، ولكن مركباته سامة بعنف، وتستعمل على نطاق واسع في صنع مبيدات الحشرات وأباغ الدهانت. وليس للزرنيخ بحالته النقية استعمالات تجارية كبيرة. ويسبك في بعض الأحيان مع ارصاص لزيادة صلاته،إلا أن الطلب على العنصر لا يزال حتى الآن بسيطا.

ورغم أن أملاح الزرنيخ سامة للغاية ومميتة، إلا أن البعض منها (وخاصة الأكسيد) يستعمل في الطب لمعالجة فقر الدم (الأنيميا)، وليضاد تأثير الملاريا. ومن الواضح أن الجرعة منه يجب أن تكون ضئيلة جدا، وتكفي قطرتان أو ثلاث قطرات من محلول تركيزه واحد في المائدة في كمية كبيرو من الماء للإستعمال المأمون في هذا الغرض. ونفس أكسيد الزرنيخ هذا من أخطر السموم، لا لتأثيره الفتاك على أجهزة الجسم البشري فحسب، بل ولأنه يشب الدقيق العادي ولا طعم له. ولحسن الحظ ليس من السهل شراء مركبات الزرنيخ، وهي نادرة الوجود نسبيا.

ولا ينصهر الزرنيخ تحت الضغط العادي، ولكنه " يتسامى "، أي يتحول إلى بخار دون أن يسيل، عند درجة حرارة أقل من نقطة الغليان.

الأنتيمون

الأنتيمون من أندر العناصر وجودا، ولا يمكن سوى ٠.٠٠٢ في المائة من القشرة الأرضية. ولونه أبيض فضي، وهو هش رغم أنه رخو، ويشبه الفزات بصفة عامة ولكن للأنتيمون مسلك اللافلزات غالبا، ويشبه الفسفور إلى حد كبير في صوره المتآصلة. والتشكيلة العادية للأسنتيمون لونها رمادي، إلا أنه يوجد كذلك بصورتين صفراء وسوداء، كلاهما رخو وغير مستقر. وينفجر الأنتيمون الأسود إذا مررنا صدمة كهربية خلاله. والأنتيمون الأصفر يعادله في عدم الإستقرار. ويضفي الأنتيمون الرمادي المتانة على الفلزات الرخوة عند تسابكه معها. ويستعمل في صنع حروف الطباعة، ومكنات اللينوتيت، وألواح البطاريات، وتغليفات الكابلات،

والأنبيب، والرقائق، وبعض الألواح المعدنية. ومركبات الانتيمون سامة بعنف، إلا أنها أكثر أمانا من الزرنيخ للاستعمال في الدهانات والأواني الخزفية وأعواد الثقاب. ولقد استعملت جرعات بسيطة جدا من أملاح الآن أية قيمة طبية والمصدر الرئيسي للعنصر هو خامة الإستيبنايت. وهذا الاسم، وكذلك الرمز الكيموي للأنتيمون (Sb)، مأخوذان من الكلمة اللاتينية (Stibium).

البزموت

البزموت هو أكثر العناصر تعقيدا في هذه المجموعة، وعدده الذري ٨٣، ورقمه الكتلي – أي عدد البروتونات والنيوترونات في النواة – ٢٠٩. وكما هو متوقع من مثل هذا العنصر المعقد، فإنه يعمل بطريقة غريبة. فالبزموت من الفلزات القليلة جدا التي تتمدد عند تبريدها. وكثافة وهو جامد ٩,٧٤٧، وكثافة وهو سائل ١٠,٠٥. وله كذلك سمة مميزة أخرى، هي أنه من أردا المواصلات للحرارة والكهرباء ولهذا السبب، ولأن نقطة إنصهاره منخفظة جدا، يستعمل في رشاشات إطفاء الحرائق في سوق المصانع، وفي الأماكن الأخرى التي تصهره فيها الحرارة مما يسمح برش الماء لإطفاء النار.

وأملاح البزموت ليست سامة، ولها استخدامات هامة في الطب ولأن ذرة البزموت معقدة، فمن الطبيعي أن يكون معتما للأشعة السينية. وأملاح البزموت، وبالأخص الكربونات وتحت النترات، معتمة للأشعة السينية عند استعمالها من الباطن، لذلك تعطي للمريض قبل تصوير

أعضائه الهضمية بالأشعة السينية، لتشخيص الحالات مثل القرح وغيرها.

والبزموت هو الفلز الحقيقي الوحيد في هذه المجموعة. وهو عنصر لونه أبيض فضي لامع ويختلف البزموت عن أثر أعضاء المجموعة الأزوتية لأنه غير متآصل، ولأن أملاحه غير سامة وليس من الخطر تداوله، ومع ذلك فهو نادر الوجود جدا.

الفصل الرابع عشر

المجموعة الكربونية

الكربون ك$_{٢}$ ك$_{٤}$

السليكون ك$_{٢}$ ل$_{٨}$ م$_{٤}$

الجرمانيوم ك$_{٢}$ ل$_{٨}$ م$_{١٨}$ ن$_{٤}$

القصدير ك$_{٢}$ ل$_{٨}$ م$_{١٨}$ ن$_{١٨}$ هـ$_{٤}$

الرصاص ك$_{٢}$ ل$_{٨}$ م$_{١٨}$ ن$_{٣٢}$ هـ$_{١٨}$ و$_{٤}$

الكربون عنصر غير عادي بحيث يمكن أن نختصه وحده بفصل كامل للحديث عنه. وهو من أبسط العناصر في بنيته الذرية، كما أنه من أهمها جميعا. وكل شئ حي، ابتداء من أصغر حشرة إلى أضخم شجرة، يحتوي على ذرات الكربون. ولقد سبق أن رأينا أن كلا من الصوديوم والبوتاسيوم يكون عدة مئات من المركبات، ويفوق في ذلك باقي العناصر الفلزية الأخرى. وإذا قارنا هذين العنصرين مع الكربون المعرفة يزيد على ٢٥٠,٠٠٠ مركب. ومعظم هذه المركبات يدخل فيها الهيدروجين والأكسجين، وتسمى الهيدروكربونات، والكربوهيدرات، والأمينيات، والأثيرات، والكحولات، والألدهيدات، وعشرات من الأسماء الأخرى.

والدراسة المفصلة لهذه المركبات الكربونية هي موضوع الكيميا العضوية وفروعها في الطب والعقاقير الدوائية. وليس لأي عنصر آخر المقدرة على تكوين مثل هذه الآلاف المؤلفة من المركبات، والكربون فريد وفذ من هذه الوجهة. والسبب في ذلك مشوق للغاية، رغم أنه معقد إلى حد ما.

فالتكوين الحلقي للكربون هو (ك$_{٢}$ ل$_{٤}$). ويعني هذا أن الحلقة الأولى تامة، والحلقة الثانية (ل) تحتاج إلى أربعة إلكترونات فقط لتكتمل. والعنران الهيدروجين والأكسجين ملائمان تماما لهذا الغرض. فحيث إن للهيدروجين إلكترونا واحدا في ذرته، فإن أربع ذرات هيدروجين تتحد مع ذرة الكربون لإكمال حلقة الكبون (ل) وتجعلها (ل$_{٨}$). وينتج عن هذا الاتحاد غاز شائع جدا هو الميثان(ch_4)، وهو من أبسط الغازات في الكيميا العضوية، ونقطة البداية ميع مشتقات الميثان، علاوة على الكحولات، والالدهيدات، والكلوروفورمات، والأثيرات، إلخ...، وتتكون جميعا من اتحاد ذرتي كربون أو أكثر مع ذراتي هيدروجين أو أكثر، وكذلك يتحد الأكسجين مع الكربون ليوفي كل منهما احتاجات الآخر. ويستكمل الكربون حلقته (ل) بالاتحاد مع ذرتي أكسجين (٢+٢=٤)، فنحصل على ثاني أكسيد الكربون (co_2).

كذلك تتكون الآلاف المؤلفة من المركبات العضوية باتحاد ذرتي كربون أو أكثر مع ذرتي هيدروجين أو أكثر.

وخاصة مشوقة أخرى للكربون، هي وجوده في عدة صور مختلفة ولا نجد لأي عنصر آخر أصلد الصور وأكثرها رخاوة في نفس الوقت كما نجد

لصور الكربن. فالعنصر الذي يصنع منه رصاص (جرافيت) الأقلام وأحبار الطباعة هو نفسه الذي ينتج الألماس، سيد الأحجار الثمينة جميعا.

والألماس أصلد مادة في الوجود كما أنه أبهى وأجمل الأحجار الثمينة، لان له قدرة كبيرة على كسر أشعة الضوء وعكسها، فإذا سقط عليه شعاع وضوئي انكسر داخله وانعكس انعكسات كلية على سطوحه الداخلية ويخرج منها في صوربة وميض متلألئ، لذلك فإن الحلي هي أهم استعمال له. والألماس بالغ الأهمية كذلك في الصناعة. فتستعمل المثاقيب الماسية لتخريم، وتعمر أبر الفوتوغراف الماسية زمنا طويلا، ويستعمل صناعة تشكيل الزجاج عددا وادوات قطع ماسية، وتراب الألماس من أهم المواد الحاكة لتلميع كل أنواع المواد، بما في ذلك الألماس ذاته.

ومن الناحية الأخرى فإن الجرافيت من أكثر المواد المعروفة رخاوة ولينا، وهو المادة الصلبة الوحيدة التي تدخل في صنع المزلقات (مواد التزبيت والتشحيم).

قد يبدو لنا أنه لا علاقة قط بين الألماس بجماله وروثقة ولألائه، وبين الجرافيت الذي يلطخ أيدينا وملابسنا. فكيف يمكن أن يكونا نفس العنصر ؟ إن السر يمكن في ترتيبات الذرات داخل جزيئات الألماس وجزيئات الجرافيت.

فجزيئات الألماس كبيرة جدا. ويتكون كل جزئ من ذرة كربون واحدة عظيمة الترابط مع أربع ذرات كربون أخرى في بلورة غير مرئية

ثلاثية الأبعاد. ومن الصعب جدا فصم القوى الرابطة بين هذه الذرات الخمس، وهذا هو السبب في أن الألماس أصلد المواد المعروفة. فلتفتيت ماسة كبيرة مثل ماسة " الكوهينور " (١٠٦ قراريط) إلى ماسات صغيرة تلزم ثابته. ويجب الطرق عليها عند الموضع والزاوية الصحيحين بالسرعة والقوة المضبوطتين. وإذا لم يتم ذلك، فإن آلاف الدورلارات تفقد من قيمة الماسات الصغيرة.

وجزيئات الجرافيت لا تقل في حجمها عن جزيئات الألماس، كما أنا لا تختلف عنها في جوهرها : فإن ذرتي كربون تترابطان مع أربع ذرات كربون أخرى لتكوين سداسيات منتظمة. ولكن هذه الجزيئات منبسطة على هيئة ألواح رقيقة. ويحتوي كل لوح منها علة ملايين البلايين من الجزيئات السداسية الشكل تترابط جميعا بعضها ببعض. ويوجد ملايين الملايين من هذه الألواح الرقيقة متراصة بعضها فوق بعض مثل صفحات هذا الكتاب. والرابطة بين الألواح ضعيفة جدا بحيث تنزلق كما تنزلق أوراق هذا الكتاب إذا لم تكن مجلدة معا، لذلك فإن الجرافيت زلق ورخو، ويلطخ أي شئ يلامسه.

ومعظم الجوهر والأحجار الثمينة تتكون من سليكات غير عضوية، وجميعها مواد معدنية. ولكن الألماس يأتي من أصل عضوي، هو الفحم، الذي تكون أصلا إلى الأشجار الحية. وعلى ذلك فإن الألماس هو الوحيد من بين الجواهر الذي يرجع أصله إلى مادة حية. وهو فذ وفريد من خذه الوجهة. وتعتبر الكيفية التي تطور بها هذا الحجر الثمين الشفاف من قطعة

فحم معتمة سوداء من العجائب العظيمة للطبيعة.

وتوجد فروق أخرى أقل وضوحا بين الجرافيت والألماس، فالجرافيت موصل جيد للكهرباء، في حين لا يوصل الألماس الكهربا. وإذا قارناهما حجما بحجم نجد أن الألماس أثقل وزنا من الجرانيت، أذ أن الوزن النوعي للألماس ٣,٥ وللجرافيت ٢,٢. ويستعمل الجرافيت في الطلاء الكهربي، ومصابيح القوس الكهربي، وفي مواد التزييت والتشحيم، والدهانات، وأقلام الرصاص، والأحبار.

ولا يعرف أحد كيف أطلق اسم " الرصاص " على الجرافيت الذي يستعمل في الأقلام، لأن الرصاص الحقيقي لا يستعمل في الأقلام. ورصاص الأفلام يصنع من الجرافيت مخلوفا بأدق وأنظف أنواع الطفل. والنسب المتفاوته من الطفل المستعمل هي التي تحدد صلاة أو ليونة (الرصاص). فالنوع (4H) صلد جدا ومن النادر استعماله في الكتابة لأن خطه خفيف للغاية. والنوع (6B) طري جدا بحيث لا يصلح كذلك للكتاب،وخطه أسود ثقيل ويتلطخ بسهولة. ويعتبر النوع (F) أحسن الأنواع لأغراض الكتابة، لأن له أفضل توازن بين الجزافيت والطفل.

وللجرافيت استعمال بالغ الأهية في المفاعلات الذرية، إذ أن التحكم في الإنشطار يتطلب مادة ملطقة أو مهدئة لإبطاء البورترونات، والجرافيت هو المللطف المثالي في ذلك. والجرافيت والكدميوم هما الملطفان الرئيسيان في المفاعلات النووية الحالية (والمستقبلة في الغالب) للتحكم

في المادة القابلة للانشطار وللسماح للمولد بإنتاج مقادير من الحرارة.

ويلعب الجرافيت دورا هاما في الطباعة والطلاء الكهربائي. فالبنسبة لتوصيليته فإنه ينبسط على أحرف الطباعة والحفر الفوتوغرافي قبل وضعها في حمام التحليل الكهربي.

ومن صور الكرتون الأخر السناج الذي ينتج بحرق الزيت الذي يحتوي على نسبة عاليه جدا من الكربون، وتجميع (الهباب) من اللهب. والطريقة المستعملة عادة هي حرق زيت الكربوزوت داخل موقد مصمم تصميما خاصا في جو لا يحتوي على قدر من الأكسجين يكفي للاحتراق التام. والسناج مسحوق أسود اللون تبلغ نسبة نقاء الكربون فيه ٩٩ في المائة. وللسناج استعمالات عديدة تتوقف على الحالة الغروية لجسمياته، فهو يستعمل في أنواع الدهانات، والمينا، والحبر الصيني الذي يستخدمه الرسامون والفنانون في الرسم، والورق الأسود للأشغال الفوتوغرافية، وورق الكربون للنسخ، وأشرطة آلات الكتابة، وإطارات السيارات،والسلع المصنوعة من المطاط، والأعم من ذلك جميعا، أحبار الطباعة. والحبر المطبوع به هذه الصفحة مصنوع من السناج، وكذلك جميع أحبار الطباعة الأخرى.

والكربون وقود مثالي، سواء أكان على هيئة زيت أن خشب أم فحم. وجميع أنواع الفحم تتكون من الكربون زائد نسبا مئوية صغيرة جدا من الشوائب. كذلك يحتوي جميع أنواع الزيوت التي تستعمل في أغراض الإحتراق على نسبة كبيرة من الكربون. وعملية الإحتراق ليست سوى

إتحاد الكربون مع الاكسجين لإنتاج كمية كبيرة من الحرارة.

وأجسامنا نحن البشر ليست في الواقع سوى مواقد حية، وكذلك الحال لمعظم الحيوانات الأخرى. فالأكسجين الذي نستنشقه من الهواء يتحد مع الكربون الموجود في أنسجتنا لتكوين ثاني أكسيد الكربون وتوليد الحرارة التي تحفظ أجسامنا عند درجة حرارة ٩٨.٦° ف. ويشبه ذلك تماما اتحاد الفحم في الموقد أو الفرن مع أكسجين الهواء لتوليد الحرارة وإنتاج ثاني أكسيد الكربون. وغاز الزفير هو ثاني أكسيد الكربون، كما أن الدخان الذي يتصاعد من فرن أو موقد يتكون من ثاني أكسيد الكربون مختلطا مع جسيمات دقيقة من الرماد. وبدون الكربون والأكسجين يستحيل حدوث احتراق في المواقد والأفران والحيوانات. وتستعمل مقادير ضخمة من ثاني أكسيد الكربون في الصناعة لأنه الغاز الذي يضغط في جميع مشروباتنا الكربوناتية. فالصودا ماء مضغوط فيه ثاني أكسيد الكربون. وتحتوي جميع مشروبات (الكولا)، والمشروبات الكربوناتية الأخرى، على نسبة كبيرة من ثاني أكسيد الكربون ويعرف ثاني أكسيد الكربون في حالته الصلبة باسم " الثلج الجاف "، ويستعمل لحفظ (الجيلاتي) والأطعمة المجمدة الأخرى من الذوبان.

وعندما لا يكون الإحتراق تاما نحصل على أول أكسيد الكربون، وهو غاز سام يوجد في غاز الإضاءة، وفي الغازات العادمة من السيارات وفي دخان المصانع. ويتحد هذا الغاز مع هيموجلوبين الدم فيمنعه من امتصاص الأكسجين للازم للحياة. والمقادير الصغيرة من أول أكسيد

الكربون تسبب الدوار " الدخان "، والصداع العنيف، والغثيان. أما المقادير الكبيرة منه فتسبب الشلل والوفاة. وعلى ذلك تتضح هذه الحقيقة المشوقة، وهي أن الكربون والأكسجين رغم لزومهما الحتمي لاستمرار الحياة فإنهما قد يصيران سامين تحت ظروف معينة. ونفس الشئ حقيقي بالنسبة للكربون والأزوت، كما رأينا في الفصل السابق.

السليكون

السليكون وثيق الصلة بالكربون من حيث بنيته الذرة، وله كثير من نفس خواصه العامة. ويوجد السيلكون على صورتين : إحداهما على هيئة صلبة هشة لونها رمادي داكن (أسود تقريبا)، والثانية على هيئة مسحوق بلوري رخو لونه بني.

والسليكون الجامد لا يوجد قط نقيا في الطبيعة. ولكنه يكون دائما متحدا مع الأكسجين، وبعض عناصر أخرى، على هيئة سليكات. وتوجد آلاف من السليكات، لأن السليون والأكسجين أكثر العناصر وفرة على وجه الأرض. وهما يكونان أكثر من ٧٠ في المائة من القشرة الأرضية. وكل الصخور النارية – مثل أنواع البازلت والجرانيت والطفل والحجر الرملي والرمل والفلسبار، بل وكل أنواع الصخور في الواقع باستثناء الحجر الجيري والرخام – تحتوي على السليكات. وكل مواد البناء تقريبا، بما في ذلك أنواع الأسمنت والطوب والملاط (المونة)، تصنع من السليكات. ويوجد الرمل بوفرة هائلة في الصحاري وعلى الشواطئ، ويتكون أغلبه من ثاني أكسيد السليكون النقي، وهو المكون الرئيسي للزجاج. والترتيب الذري

لجزيئات السليكات بالغ التعقيد ويتطلب إحاطة تامة بعلم البلوريات (crystallography). ويكفي هنا أن نقول بوجود تشابه بين تكوين الذرات في بعض سليكات معينة وبين تكوين الذرات في الألماس. والكوارتز المتبلر هو سليكات ألومنيوم نقية، ويعتبر من أكثر المواد المعروفة شفافية. وعند قطعه وتشكيله على هيئة ماسة نحصل على حجر كريم الكربون بلوري يسمى الزيركون، يصعب جدا التمييز بينه وبين الألماس الحقيقي. ويمكن فصل السليكون من الرمل أو الطفل أو الصخور بنفس الكيفية التي يفصل بها الحديد من خامته. فعند تسخين الرمل والكربون معا في فرن كهربي، يتحد مع الأكسجين الموجود في الرمل لتكوين ثاني أكسيد الكربون (Co_2)، وبذلك يستخلص السليكون بحالة نقية. والقدرة الاتحادية العظيمة للسليكون، وخصوصا مع العناصر اللافلزية مثل الأكسجين، هي السبب في وجود هذا العدد الهائل من السليكات على الأرض. واتحاد السليكون مع الأكسجين لا يقل انتشارا عن اتحاد الهيدروجين مع الأكسجين، ويجدر بنا معرفة السبب في ذلك. فذرة السليكون صغيرة جدا نسبيا، ويكون لدينا عادة ذرة مزدوجة تحتوي على ثمانية إلكترونات بدلا من أربعة في غلافها الخارجي. ولذرة السليكون المزدوجة هذه شراهة عظيمة للأكسجين فتنضم إلى أربع ذرات أكسجين تحتوي معا على أربعة وعشرين إلكترونا في أغلفتها الخارجية ويكون اتحاد إلكترونات السليكون الثمانية مع إلكترونات الأكسجين الأربعة والعشرين حلقة تامة (٣٢ إلكترونا) في جزئ ثاني أكسيد السليكون.

ولا يتأثر السليكون بجميع الأحماض ما عدا حمض الهيدروفلوريك،

الذي يؤثر أيضا في الزجاج. والزجاج أهم مركب من مركبات السليكون. وهذا هو السبب في أن معظم الأحماض تحفظ في زجاجات وأوعية زجاجية، ولكن يجب الاحتفاظ بحمض الهيدروفلوريك في أوعية برافينية.

والزجاج رمل مصهور مع نسب ضئيلة جدا من بعض عناصر فلزية معينة، وهو بالغ الأهمية لحضارتنا الحالية. فالزجاج مادة رئيسية في كل منزل ومبنى، وبدونه لا يمكن صنع أجهزة التصوير والإسقاط من أي نوع. واستعمال الزجاج في المجاهر (الميكروسكوبات) هو الذي ساعد العلماء على إنقاذ البشر من الأوبئة الوبيلة، كما أن مئات الملايين من الناس لا يستغنون عن عدسات النظارات التي تصنع من الزجاج. ويضيق النطاق هنا عن تعداد مئات الاستعمالات المختلفة للزجاج. وتلزم صفحات بأكملها لوصف استعماله في الصناعات الكهربية والمعامل الكيموية وحدها. وبدون السليكون لا نحصل على الزجاج، ورغم أن هذا العنصر لا يلزم للحياة لزوم الكربون المباشر، إلا أنه بالغ الأهمية لنا جميعا.

الجرمانيوم

هذا الفلز الأبيض الرمادي هو العضو الثالث في أسرة الكربون، ولم يكن معروفا تقريبا من نصف قرن. ولأنه نادر الوجود فلقد كان المظنون أنه مجرد عنصر آخر ليست له قيمة تجارية. وهو عظيم الشبه بالسليكون في بنيته، ولو أن السليكون ليس فلزا.

وفي مدى العشرين عاما الماضية أصبحت للجرمانيوم شهرة تجارية

مرموقة، والطلب عليه كبير في الوقت الحاضر. وهو أساس الترانزستور الذي اخترعه الدكتور جون باردين (Dr. John Bardeen) والدكتور والتربراتين (Dr. Walter Brattian) عام ١٩٤٨ في معامل شركة " بل ". ولا يزيد حجم هذه الأعجوبة الدقيقة عن سن قلم الرصاص، ولكنها قادرة على أداء جميع الأشياء التي يؤديها الصمام المفرغ علاوة على أشياء أخرى عديدة يعجز عنها الصمام والترانزستور ليس صماما على الإطلاق، فليس له كاثود، أو شبكة، أو لوح، بيد أنه مقوم ومضخم ومذبذب. وهو يشكل على الفور دون التعويض اللازم للتسخين كما هي الحال مع الصمام المفرغ. ويتطلب الترانزستور حوالي جزء من الألف من الكهربا اللازمة لإضاءة مصباح وميض كهربي، ويستعمل على نطاق واسع في سماعات الأذن، وأجهزة راديو الجيب، وتليفونات المسافات البعيدة. والترانزستور ليس سوى سلكين رفيعين متباعدين بعضها عن بعض بمسافة بضعة أجزاء من الألف من البوصة وممدودين على رقيقة من عنصر الجرمانيوم النادر. ويتكون نوع آخر، اخترعه الدكتور وليم شوكلي (Dr. William Shockley) من معامل شركة " بل "، من شطيرة صغيرةمن الجرمانيوم، عوجلت بحيث تكون لطبقاتها المتناوبة خواص كهربية مختلفة، ومركزها من الجرمانيوم النقي. ولا يزيد ما يشغله هذا الجهاز على أربعة أجزاء من المائة من البوصة. ويمكن أن يكون السليكون بديلا للجرمانيوم في الترانزستور، وله في الواقع بعض مزايا معينة على الجرامانيوم، ومع ذلك فإن هذا العنصر الأخير هو المعدن الذي يستعمل في جميع أجهزة الترانزستور.

القصدير

يفترض الشخص العادي أن علب الطعام المحفوظ تصنع من القصدير و " علب القصدير " من التعبيرات الشائعة. إلا أن اللوح القصديري ليس في الواقع سوى لوح من الصلب ثخانته تتراوح بين ٠,٠٣ و ٠,٠٠٥ من البوصة، يغلفه قصدير نقي ثخانته أقل من ٠,٠٠٠٠٩١ من البوصة.

والقصدير فلز هام جدا، ويوجد بوفرة في الطبيعية، والقصدير النقي مرتفع الثمن لأنه نادر نسبيا. وبنيته بلورية مما يسبب صوتا مميزا يعرف باسم (طقطقة القصدير) عند حنيه أو تشوية شكله، كما أنه رخو، ومقاومته للشد ضعيفة. ونقطة إنصهاره منخفضة جدا، ونقطة غليانه عالية : مما يجعل نطاق القصدير السائل من أكبر نطاقات السيولة لجميع العناصر، فهو يمتد من ٢٣١,٧٩ إلى ٢٢٦٠ درجة مئوية. والقصدير فلز أبيض نقي البياض له قدرة عاكسة عالية جدا وكثافة تساوي كثافة الحديد، كما أن له أكبر عدد من المتماكنات (النظائر) من بين جميع العناصر وأهم خواصه أنه لا يصدأ ولا يتأكل، ومركباته ليست سامة، مما يجعل القصدير بالغ الأهمية لتغليف الأطعمة والحلوى، وكذلك لتغليف الواح الصلب الرقيقة التي تستخدم في معدات المطابخ مثل الأواني والأوعية. على أن أهم إستعمال للقصدير هو في تغليف علب الطعام. وينتج أكثر من أربعين بليونا من هذه العلب في كل عام.

والبرونز سبيكة من النحاس والقصدير، ورغم أن البرونز كان معروفا للرجال القدامى فلا يوجد برهان قاطع على أنهم عرفوا القصدير بالفعل أو

أستعملوه. ومن المؤكد أنهم لم يستعملوا المصنوعات القصديرية، ولم تكن طريقة استخلاص الفلز من الخام ومعرفة في ذلك الوقت.

ويوجد القصدير في خام يسمى الكاستريت و وهو أكسيد القصدير (snO) . ويستخلص القصدير من الخام بطريقة الاختزال بكيفية مماثلة لطرق استخلاص الحديد والرصاص. فبتسخين أكسيد القصدير مع الكربون (الكوك) نحصل على الاتي.

$$2SnO + C = 2Sn + CO_2$$

وللقصدير نقطة انصهار أقل مما للرصاص، وكثافة أقل بكثير من كثافة الرصاص

وهو أكثر منه صلادة. وخواص القصدير تؤهله لأن يكون من أكثر العناصر فائدة لولا ندرته النسبيه. والرمز الكيموي للقصدير (sn) مأخوذ من الكلمة اللاتينية (Stannum).

الرصاص

الرصاص واحد من الفلزات الأربعة التي تعتبر أكثر الفلزات فائدة، رغم أنه أقلها بهاء ورونقا. فهو رخيص الثمن، كامد اللون، ثقيل الوزن، ومن الطبيعي أن نفكر فيه مقترنا بالطبقات النارية أو بالأنابيب " المواسير " الصحية. وكلمة (Plunbum) اللاتينية معناها الرصاص، ولقد أخذ منها كذلك الرمز الكيموي للفلزات .Pb). ويستعمل المساحون والبناءون خيطا ينتهي بثقل من الرصاص في أشغال المساحة والبناء. ولأن

الرصاص رخيص الثمن كامد اللون، ينظر الناس إليه عادة باستخفاف، وخاصة عندما يقارنونه بالفلزات الثمينة مثل الذهب والفضة والبلاتين. ورغم أن الرصاص يفتقد البهاء، وأنه منتج جانبي لعنصر الراديوم المشع، فإن له مع ذلك خواص ليست لأي فلز آخر، وهو أهم بكثير من الذهب ذي الإستعمال المحدود. وهذه الخواص غير العادية تضع الرصاص في المرتبة الأولى من الفلزات القيمة. فإن نقطة انصهاره المنخفضة مقترنة بكثافة العالية، ورخاوته ومقاومته للماء وللتأكل ولمعظم الأحماض غير العضوية، تجعله بالغ الأهمية في مئات الاستعمالات والأغراض. وما كنت لتقرأ هذا الكتاب، أو أي كتاب آخر، أو أية صحيفة أو مجلة، لولا وجود عنصر الرصاص الفلزي، إذ تصنع حروف الطباعة من الرصاص متسابكا مع نسبة مئوية صغيرة من الانتيمون. وفي مكنات اللينوتيب، يدفع المعدن المصهور في قوالب مجوفة على هيئة حروف. وينتج سطر بعد سطر بهذه الكيفية في " مربعات " أو مستطيلات منفصلة، ثم تعد ألواح الرصاص الطويلة التي ترتب بعد ذلك على هيئة صفحات الكتاب الجاري طبعه. وبعد نقل المادة المصفوفة في مربعات إلى ألواح النحاس، يعاد صهر المربعات وتستعمل المرة بعد المرة. ويقوى دائما الغلاف النحاسي الرقيق المستعمل في الطباعة بسنادة من الرصاص. وعلى ذلك فإن الرصاص بالغ الأهمية لصناعة الطباعة.

والرصاص هو الذي يجعل منازلنا آمنه من النار. ولولا نقطة الانصهار المنخفضة لهذا العنصر، لكانت توصيلات الاسلاك الكهربية خطرة تماما. فإذا مر تيار أكثر من اللازم في دائرة المنزل الكهربية – كما في حالة إنارة أضواء وتشغيل معدات كهربية أكثر من الحد المسموح به –

تتولد كمية كبيرة من الحرارة. وتتناسب هذه الحرارة تناسبا مباشرا مع مربع التيار الكهربي، ولولا وجود المصهر (الفيوز) المصنوع من الرصاص في صندوق المصهرات، لتعرض المنزل إلى اندلاع النار فيه. ولكن الذي يحدث عندما يزيد الحمل على الدائرة هو أن ينصهر الرصاص في المصهر فتنفتح الدائرة الكهربية أوتوماتيا. وبذك يستبعد خطر النار من هذا المصدر. ولا يتأثر الرصاص بحمض الكبريتيك أو حمض الهيدروكلوريك أو ثاني أكسيد الكبريت، وهذه الحقيقة هي التي تجعله لازما للصناعة. فتبطن بطاريات التخزين بالرصاص لأنها تحتوي على حمض، وتبطن المستودعات والأوعية المستخدمة في تحضير حمض الكبريتيك بالرصاص. ولقد رأينا أن حمض الكبريتيك هو سيد الكيمويات جميعا، والرصاص لازم لإنتاج هذا الحمض ولإنتاج عدة أحماض أخرى.

وكثافة الرصاص العالية وصلاحيته للصب في قوالب تجعلانه مثاليا للصب على هيئة أثقال للنوافذ وكتل التوازن للمصاعد الكهربية وروافد القوارب الشرعية، ولاستخدامات عديدة أخرى حيث يلزم استخدام كتل للموازنة. وهو الفلز المثالي لصنع المواسير ومجاري التوصيل، حيث إنه رخو وقابل للثني والتشكيل وغير قابل للتأكل. وتغلف كابلات التليفونات والتلغرافات والتوصيلات الكهربية الأخرى المستعملة تحت الطرق في المدن الكبيرة بتغليفات من الرصاص علاوة على مئات الأنابيب المصنوعة من الرصاص التي تزود منازلنا باستمرار بالماء للطهي والغسل والأغراض الصحية.

وبالنسبة للعدد الكتلي العالي جدا للرصاص وكثافته العالية، فهو معتم تماما للأشعة السينية الخطرة التي تنبعث من العناصر المشعة مثل

الراديوم والثوريوم واليورانيوم. لذلك يستعمل للوقاية من هذه الأشعة. وله كذلك استخدامات عديدة في مجالات الأشعة السينية. وتستعمل مركبات الرصاص، وبخاصة الكربونات التي تعرف باسم أبيض الرصاص، أساسا لمعظم دهانات المنازل. وقد تضاف أملاح عناصر أخرى مثل الكوبلت أو الكروم أو الزرنيخ لإكساب الدهان اللون الأزرق أو الأصفر أو الأخضر أو أي لون آخر، ولكن أبيض الرصاصهو المكون الأساسي لهذه الدهانات. وايثيلين الرصاص مركب هام للرصاص مع الايثان (c2 h6)

. ويستعمل هذا السائل في البنزين لأنه يمنع " الخبط " في محركات السيارات، لذلك يطلق عليه غالبا اسم المادة " المانعة للخبط ".

ولكن الرصاص ليس مثاليا من جميع الوجوه، إذ أن له عدة عيوب، مثله في ذلك مثل الفلزات الأخرى. فبالنسبة لمقاومته الضعيفة جدا للشد، لا يمكن استعماله في أي نوع من أنواع المنشآت التي يجب أن تتحمل قوى الشد والإجهادات الأخرى. وهو من الرخاوة بحيث لا يصلح في كثير من الأغراض، كما أنه موصل ضعيف جدا للحرارة والكهربا (لاحظ عدد الإلكترونات في حلقته الخارجية) وهو يخالف أخاه عنصر القصدير في أن مركباته سامة ولا يمكن استعمالها في أواني الطهي أو تركها تلامس الطعام. ولا يؤثر الماء في الرصاص أي تأثير، لذلك فإن توصيل مياه الشرب في مواسير من الرصاص مأمون تماما. ويستعمل الرصاص في القتل والقتال، لأنه الجزء الرئيسي في أية طلقة نارية.

وأهم مصدر للرصاص هو خامة الجالينا أو كبريتيد الرصاص التي

توجد في المكسيك وكندا والولايات المتحدة. ويستخلص الرصاص من خاماته بعدة طرق مختلفة، وكلها معقدة ومتشابكة رغم أنها تنبني على مبدأ الاختزال البسيط المستعمل في استخلاص الحديد والقصدير. فبتسخين كبريتيد الرصاص في الهواء، يتكون أكسيد الرصاص وثاني أكسيد الكبريت. ثم يسخن أكسيد الرصاص المتكون مع الكوك (كربون)، فينتج الرصاص النقي وثاني أكسيد الكربون. والمعادلات الكيموية كالآتي:

$$2PbS + 3O_2 \rightarrow 2Pb + 2SO_2$$

$$2PbO + C \rightarrow Pb + CO_2$$

والجدول التالي يعطي الخواص المقارنة لعناصر المجموعة الكربونية.

لاحظ تزايد الكثافات :

العدد الذري	العنصر	الرمز الكيموي	الكثافة (جم/سم٣)	القطر الذري (وحدات انجستروم)	الصلادة (ألماس = ١٠)	نقطة الأنصهار (مْ)	نقطة الغليان (مْ)
٦	الكربون	C	١,٨٨	١,٥٤	٠,٥ – ١٠	٣٥٥٠	٤٢٠٠
١٤	السليكون	Si	٢,٤٢	٢,٣٤	٧	١٤٢٠	٢٦٠٠
٣٢	الجرمانيوم	Ge	٥,٣٦	٢,٧٨٨		٩٥٨,٥	٢٧٠٠
٥٠	القصدير	Sn	٧,٣١	٣,١٦٤	١,٥ – ١,٨	٢٣١,٨٩	٢٢٦٠
٨٢	الرصاص	Pb	١١,٣٥	٣,٤٩	١,٥	٣٢٧,٤	١٦٢٠

الفصل الخامس عشر

فلزات السبائك الحديدية

سنتحدث في هذا الفصل عن مجموعة كبيرة من الفلزات، معظمها معروفة بصلادته ومتانته البالغتين، وبمقاومته الكبيرة للتأكل وللأحماض، وهي تستعمل لتحسين متانة الصلب وقوته، إذ تستعمل بمثابة إضافات سبيكية في أنواع الصلب العديدة التي تستعمل في الآلاف المؤلفة من الأغراض الهامة. ولولا هذه الفلزات لما كان الحديد أكثر المعادن أهمية وفائدة للانسان.

وتقسم هذه الفلزات إلى أربع مجموعات تتكون كل مجموعة منها من ثلاثة فلزات. وتسمى المجموعة الأولى " ثلاثية التيتانيوم " وتشمل التيتانيوم والزيركونيوم والهفنيوم.

ويعطي الجدول التالي خواص العناصر الاثنى عشر. لاحظ الازدياد في الكثافات مع مواصلة استعراض المجموعات الثلاث. وكثافة العنصر الأول، التيتانيوم، ٤,٥، وكثافة العنصر الأخير في المجموعة الأخيرة، الرنيوم، ٢٠,٥٣.

العدد الذري	العنصر	الرمز الكيموي	الكثافة (جم/سم^3)	القطر الذري (وحدات انجستروم)	نقطة الانصهار (درجة مئوية)	نقطة الغليان (درجة مئوية)	الوفرة بالجرامات / طن
٢٢	تيتانيوم	تي	٤,٥	٢,٩٣	١٨٠٠	٣٠٠٠	٤,٤
٢٣	فناديوم	فا	٥,٩٦	٢,٧١	١٧١٠	٣٠٠٠	١٥٠,٠
٢٣	كروم	كر	٧,١	٢,٥٧	١٦١٥	٢٢٠٠	٢٠٠,٠
٢٤	منجنيز	م	٧,٢	٢,٥	١٢٦٠	١٩٠٠	١٠٠٠,٠
٤٠	زركونيوم	كن	٦,٤	٣,٢	١٩٠٠	٢٩٠٠	٢٢٠,٠
٤١	نيوبيوم	نيب	٨,٤	٢,٩٤	٢٥٠٠	٣٣٠٠	٢٤,٠
٤٢	موليبدنيوم	مو	١٠,٢	٢,٨	٢٦٢٠	٥٥٦٠	١٥,٠
٤٣	تكنيتيوم	تك	١١,٤٦				
٧٢	هفنوم	هف	١٣,٣	٣,١٧	١٧٠٠	٣٢٠٠	٤,٥
٧٣	تتالم	تا	١٦,٦	٢,٩٤	٢٩٩٦	٤١٠٠	٢,١
٧٤	تنجستين	تن	١٩,٣	٣,٨٢	٣٣٧٠	٥٩٠٠	٦٩,٠
٧٥	رنيوم	نيم	٢٠,٥٣	٢,٧٥	٣٠٠٠		٠,٠٠١

مجموعة التيتانيوم

التيتانيوم ك$_{٢}$ ل$_{٨}$ م$_{١٠}$ ن$_{٢}$

الزيركونيوم ك$_{٢}$ ل$_{٨}$ م$_{١٢}$ ن$_{١٠}$هـ$_{٢}$

الهفنيوم ك$_{٢}$ ل$_{٢}$ م$_{١٨}$ ن$_{٣٢}$هـ$_{١٠}$ و$_{٢}$

لا يوجد التيتانيوم بحالة حرة في الطبيعة، بل يوجد غالبا في الأكسيد، وهو فلز رمادي فضي وله مقاومة شد عظيمة (ضعف مقاومة شد الصلب تقريبا)، ومقاومة عالية للتأكل، وكثافته حوالي نصف كثافة

الحديد. وهو قريب الشبه بالحديد، ويمكن إكسابه درجة عالية من اللمعان. ولقد اكتشف التيتانيوم عام ١٧٩١ الاب و. جريجور (W.Gregor) وهو عالم معادن مرموق، وكان رئيسا لأبراشية كورنيش بانجلترا. ولم تكن للتيتانيوم قيمة تجارية حتى اكتشاف طريقة انتاج الصلب في منتصف القرن التاسع عشر، فوجد أن النسب المئوية الصغيرة من التيتانيوم في الصلب تزيد من متانته ومقاومته للشد. ونقطة انصهار التيتانيوم العالية، ومقاومته العظيمة للتأكل، ومتانته، وكثافته المنخفضة نسبيا (٤،٥ جرامات للسنتيمتر المكعب) هي التي تكسب الصلب الخواص اللازمة للمحركات، والأعمال الإنشائية، وفي صناعة للطيران. ولقد زادت قيمة التيتانيوم بوصفه عنصرا سبيكيا للصلب زيادة عظيمة في السنوات العشرين الماضية.

وتكمن شهرة التيتانيوم الرئيسية في مركباته. فثاني أكسيد التيتانيوم صبغة بيضاء زاهية واسعة الانتشار. وتطبع الألوان الزاهية المستخدمة في واجهات ونوافذ المحلات التجارية وعلى اللوحات الإعلانية من أحبار تحتوي على أساس من ثاني أكسيد التيتانيوم. ولبلورات ثاني أكسيد التيتانيوم، التي تعرف باسم " الروتايل "، أعلى معامل انكسار (٢,٧) معروف – وهو أعلى من معامل انكسار الألماس ذاته (٢,٥) وعند تشكيلها على هيئة ماسة متعددة الاوجه يصبح لها لألاء جميل باهر، ولكن ليست لها قيمة كبيرة كحجر كريم، وذلك لأنها تفتقد الصلادة ولا تصمد للاستعمال.

والفلزان الآخران في هذه المجموعة هما الهفنيوم والزركونيوم، وهما لا يضارعان التيتانيوم في الأهمية. والهفنيوم فلز عالي اللمعان والمطيلية ويشبه الزركونيوم، كثافة ١٣,٣ جراما للسنتيمتر المكعب، ونقطة انصهاره عالية. وليست له قيمة تجارية في الوقت الحاضر، رغم استعمال مقادير صغيرة منه في بحوث الطاقة الذرية.

ولقد اكتشف الزركونيوم عام ١٧٨٩ العالم م.هـ. كلابروث (M.H.Klaproth). وحصل عليه لأول مرة عام ١٨٢٤. وهو عنصر بلوري، وفلز أبيض رخو مطيل قابل للطرق، ولكنه يشبع الهفنيوم في أن استعماله التجاري محدود، ويرجع ذلك لحد ما إلى ندرته.

وتستعمل حاليا مقادير صغيرة من الزر كونيوم في الصناعات الإلكترونية وتستعمل سليكات الزر كونيوم، التي تعرف باسم الزيركون، في بعض أنواع الأسمنت والمصابيح الكهربية المتوهجة. وهو يشبه الزيوم والزير كونيوم في أن له خاصة توليد الشرر عند قدحه، لذلك يستعمل في صنع " أحجار " قداحات " ولاعات " السجائر والسيجار.

الفناديوم والنيوبيوم والتنتالم

الفناديوم ك$_{٢}$ ل$_{٨}$ م$_{١١}$ ن$_{٢}$

النيوبيوم ك$_{٢}$ ل$_{٨}$ م$_{١٨}$ ن$_{١٢}$هـ$_{١}$

التنتالم ك$_{٢}$ ل$_{٢}$ م$_{١٨}$ ن$_{٣٢}$هـ$_{١١}$ و$_{٢}$

الفناديوم عنصر لونه أبيض فضي، وهو من أمان وأصلد الفلزات. وكثافة منخفضة نسبيا (٥,٩٦ جراما للسنتيمتر المكعب)، ونقطة انصهاره عالية إلى حدما (١٧١٠ درجات مئوية). والاستعمال الوحيد للفناديون في الوقت الحاضر هو إضافة التسابكية إلى الصلب، ولكنه مع ذلك استعمال بالغ الأهمية. ولقد عرفت أهمية الصلب الفناديومي خلال السبعين عاما الماضية، ولكن الاستفادة الحقيقية منه لم تبدأ إلا في عام ١٩٠٥ عندما اكتشفت مقادير كبيرة من الخام في بيرو.

وللفناديوم ألفة كيموية عظيمة للأكسجين والأزوت. اللذين يتذاوبان في الصلب، فيقللان من قوته ومتانته. وبإضافة مقادير صغيرة من الفناديوم يزيد حد مرونة الصلب وصلادته زيادة كبيرة . والصلب الفناديومي متين ويقاوم الصدمات، وهو المعدن المثالي لصنع محاور العجلات، واذرع المكابس، وأعمدة المرافق، والتروس، والمصبوبات، وفي الاستعمالات التي يتعرض فيها الصلب للصدمات والاهتزازات باستمرار. وتكفي نسبة مئوية صغيرة من الفناديوم – لا تتعدى واحدا في المائة، زائدا واحدا في المائة من الكروم – لإكساب الصلب خاصة الصمود للصدم والاهتزاز.

ومن السبائك الهامة للفناديوم سبيكة تعرف باسم الفريروفناديوم، وتحتوي على ٣٥ – إلى ٥٥ في المائة من الفناديوم، و ٢ إلى ٣ في المائة من الكروم، وأحيانا ١٢ في المائة من السليكون، وتضاف هذه السبيكة إلى الصلب لإنتاج كثير من أنواعه الخاصة. ولقد اكتشف الفناديوم عام ١٨٣٠ الفيزيقي والكيموي السويدي نلز جابريل سفشتروم (sefstrom

nils garbriel) من مدينة استكهولم، ولكن الفلز لم يستقص استقصاء تاما إلا بعد ذلك بحوالي ثلاثين عاما. وأهم خامات الفناديوم الباترونايت، وهو كبريتيد الفناديوم الفطري.

ولقد عرف العضو الثاني في هذه المجموعة باسم الكولمبيوم لعدة سنوات، ولكن اسمه الرسمي اليوم هو النيوبيوم، مأخوذا عن (Niobe)، وهو اسم ابنه تنتالوس في الأساطير الإغريقية. والسبب في تغيير الاسم هو أن التنتالم، العضو الثالث في هذه المجموعة، أخذ إسمه عن تنتالوس، والنيوبيوم وثيق الارتباط مع ذلك العنصر. ولا يوجد النيوبيوم بحالة حرة في الطبيعة ولكنه يوجد غالبا في خامات التنتالم. وهو عنصر نادر الوجود، قابل للمطل والطرق ومن أكثر الفلزات مقاومة للتأكل. ويمتاز النيوبيوم بمقاومته لجميع الأحماض، بما في ذلك الماء الملكي المستعمل في إذابة الذهب. وله نقطة انصهار عالية وكثافة متوسطة (٨,٤ جرامات للسنتيمتر المكعب). وليست للنوبيوم قيمة تجارية كبيرة في الوقت الحاضر، ومن أسباب ذلك ندرته، رغم أنه يستعمل في صنع بعض أنواع معينة من الحلي.

والتنتالم هو العنصر الأخير في هذه المجموعة، ولقد اكتشفه في عام ١٨٠٣ الكيموي والفنان والشاعر السويدي انديرز جستاف اكبرج (Andres Gustaf Ekeberg)، واستخلصه بعد ذلك بعام أ. لامي (A.Lamy) وهو فلز رمادي جامد، وأكثر رخاوة إلى حد ما من الرصاص، ومقاوم تماما للأحماض والمواد الأكالة. ويستخدم في الصناعات

الكيموية لصنع المعدات الصامدة للصدا لأنه يجمع بين المقاومة للتآكل وتقبل اللحام والمطليلية. وهو من هذه الوجهة أكثر كفاية من الرصاص، ولكن ندرته تحد من استعماله على نطاق واسع. وهو مفيد وقيم كذلك لصمود التام لأحماض ولانتقال الحرارة العالي، وتحمله لأقصى التغيرات في درجات الحرارة. ويمكن أن يكون أكثر فائدة من الرصاص إذا توافرت منه كميات أكبر مما هو متاح الآن. ويستعمل التنتالم في صمامات التفريغ وفي المقومات والمكثفات الكهربية.

الكروم والموليبدنيوم والتنجستن

الكروم ك$_{٢}$ ل$_{٨}$ م$_{١٣}$ ن$_{١}$

المولبيدنيوم ك$_{٢}$ ل$_{٨}$ م$_{١٨}$ ن$_{١٣}$هـ$_{١}$

التجستن ك$_{٢}$ ل$_{٨}$ م$_{١٨}$ ن$_{٣٢}$هـ$_{١٢}$ و$_{٢}$

الكروم عنصر فلزي مفيد، اسمه مشتق من الكلمة الإغريقية التي تعني (اللون)، ولمركباته تشكيله كبيرة من الألوان. فأكسيد الكروم لونه أخضر جميل، وكرومات الزنك أملاح صفراء زاهية، وكرومات الرصاص حمراء وتكون في بعض الأحيان برتقالية اللون. ومركبات الكروم هذه هي الأصباغ الأساسية المستعملة في الدهانات، ولقد سبق أن عرفنا أن أساس جميع دهانات المنازل هو كربونات الرصاص (رغم أن بعض الدهانات المرتفعة الثمن لها أساس من ثاني أكسيد التيتانيوم)، ولكن المادة الملونة، أو الصبغة المستعملة تكون دائما من الأملاح الكرومية.

والأشياء الأولى التي تتبادر إلى الذهن عند ذكر الكروم، هي الأجزاء المطلية بالكروم المستعملة في السيارات والمنازل. والكروم من أهم العناصر التسابكية للصلب لما له من قدرة عاكسة ومقاومة للتأكل عاليتين، علاوة على متانته وصلادته. وتصنع جميع الأجهزة الصامدة للصدا، وأدوات الجراحة، وأواني الطهي، وعدد القطع ذات الصلادة الخاصة من الصلب الكرومي الذي يحتوي على نسبة من الكروم تتراوح بين ٤,٢ في المائة. ومن أشهر أنواع الصلب الصامد للصدا النوع الذي يحتوي على ١٨ في المائة من الكروم و ٨ في المائة من النيكل.

وعند تبريد الكروم إلى - ١٥ درجة مئوية فإنه يصبح مغنطيسيا، وهو العنصر الوحيد خارج مجموعة (الحديد - الكوبلت - النيكل) الذي يمكن جعله مغنطيسيا. وله نقطة انصهار عالية، وتتراوح كثافته من ٦,٩ إلى ٧,١ جرام للسنتيمتر المكعب. والكروم يشبه العناصر الأخرى التي ناقشناها في هذه المجموعة، من حيث مقاومته العالية للتأكل وللأحماض. وتستعمل مقادير كبيرة من ثنائي كرومات البوتاسيوم في التصوير والحفر الفوتوغرافيين.

والموليبدنيوم فلز بالغ الصلاوة والمتانة ولونه أبيض، ولقد اكتشفه في عام ١٧٧٨ الكيموي العظيم كارل ويلهيلم شيلعه (Karl Wilhelm Scheele) وحضره بعد ذلك بقليل بيتر جاكوب هيلم (Peter Jacob Hjelm) ولكن بهيئة غير نقيه. ورغم أنه لم يكن معروفا تقريبا في الأوساط التجارية خلال السنوات الأولى من ثلاثينيات هذا القرن إلا أنه اليوم من

المعادن الجديدة الهامة. ونقطة انصهاره عالية جدا نسبيا وله قوة ومتانة غير عاديتين، ولهذه الأسباب تستعمل مقادير كبيرة منه في عدد القطع السريع. وهو كذلك فلز مثالي للفتائل (الشعيرات) المستعملة في صمامات الردايو وصممات التفريغ الأخرى. وتستعمل مقادير كبيرة من سبيكة الفيرو موليبدنيوم في ألواح الصلب المدرع ومواسير المدافع والفدائف الخارقة المدرعة. للألواح المدرعة. وفي خلال الحرب العالمية الثانية استعمل ٩٢ في المائة من الموليبدنيوم المنتج في الولايات المتحدة الأمريكية لإنتاج أنواع الصلب الخاصة التي استخدمت في الأغراض الحربية، وينتظر هذا العنصر مستقبل مرموق لا لأهميته في صناعة الصلب فحسب، بل وفي الصناعات الإلكترونية كذلك.

والتنجستن هو العنصر الأخير في هذه الثلاثية. ولقد اكتشفه في عام ١٧٨٣ الأخوان الإسبانيان دلهو جار (d'Elhujar brothers). وكلمة (tung) في اللغة السويدية تعني " الثقيل "، وكلمة (Sten) معناها " الحجر "، وعلى ذلك فإن الاسم (تنجستن) يعني (الحجر الثقيل). ولم يستعمل التنجستن تجاريا إلا بعد حوالي مائة عام من اكتشافه، لأنه كان من الصعب جدا استخلاصه من الخام. والرمز الكيموي للعنصر (w) مأخوذ من الكلمة الألمانية (Wolfram)، ويعرف كذلك بهذا الأسم.

وللرنيوم أعلى نقطة انصهار من بين جميع الفلزات، ويليه التنجستن مباشرة. ويستفاد من هذه الخاصية في صنع فتائل التجستن لمصابيح الاضاءة الكهربية، لأن المقاومة البالغة والحرارة العظيمة المتولدة تؤدي إلى

صهر أي فلز آخر تقريبا. والتنجستن متين وثقيل، كما أنه من أصلد الفلزات، وهذه الخواص تجعله العنصر الأساسي لصنع عدد القطع السريع لمكنات التشغيل مثل المخارط وغيرها، ويلعب دورا هاما في الصناعات الكهربية.

المنجنيز والتكنيتيوم والرنيوم

المنجنيز $\text{ك}_{٢}$ $\text{ل}_{٨}$ $\text{م}_{١٣}$ $\text{ن}_{١}$

التكنيتيوم $\text{ك}_{٢}$ $\text{ل}_{٨}$ $\text{م}_{١٨}$ $\text{ن}_{١٤}$$\text{هـ}_{١}$

الرنيوم $\text{ك}_{٢}$ $\text{ل}_{٨}$ $\text{م}_{١٨}$ $\text{ن}_{٣٢}$$\text{هـ}_{١٣}$ $\text{و}_{٢}$

يوجد المنجنيز في جميع أنواع الصلب، وهو فلز قصيف (هش)، متين، لونه أبيض فضي، ويمكن إكتسابه درجة عالية من اللمعان. ولقد اكتشف المنجنيز مهندس المناجم السويدي جوهان جوتليب جاهن (Johan Gottlieb Gahn) في عام ١٧٧٤، ولم يكن يدرك تماما أنه سيكون أهم العناصر التي تخدم صناعة الصلب الهائلة. ولحسن الحظ أن المنجنيز ليس عنصرا نادرا، ويوجد أساسا في البيروسول، وهو ثاني أكسيد المنجنيز، الذي يوجد بوفرة في جميع أنحاء العالم.

وتكمن أهمية المنجنيز العظيمة للصلب في أنه مزيل ممتاز للأكسدة، إذ أنه يتحد مع الأكسجين فيؤدي دور " المنظف " للصلب. كما أنه يتحد بسرعة مع الكبريت الذي يوجد غالبا في خام الحديد، فيزيل هذا المسبب الرئيسي لقصافة الصلب، كما أنه يحسن من قابلية الصلب

للدرفلة والتطريق. وبالإضافة إلى ذلك، فإن المنجنيز يزيد زيادة عظيمة من قوة الصلب ومتانته. فرغم أنه ليس فلزا بالغ الصلادة في حد ذاته، إلا أنه يتصلد عند اتحاده مع الكربون الذي يوجد دائما بنسب متفاوته في الصلب. وأمتن أنواع الصلب هو النوع الذي يحتوي على ١٣ في المائة من المنجنيز، والذي يطلق عليه اسم " صلب هادفليد " على اسم مخترع الانجليزي سيرروبرت هادفليد (Sir Robert Hadfield) . ويستعمل هذا الصلب في صنع كسارات وطواحين الصخور، والجواريف الآلية لمكنات (البلولدوزر)، والتروس، ومفاتيح السكك الحديدية، وفي الاستعمالات الأخرى التي تتطلب متانة وقوة استثنائيتين.

والتكنيتيوم أول عنصر من صنع الإنسان. ولقد أنتجه لأول مرة عام ١٩٣٧ بيريه (Parrier) وأميليو سيجرية (Emilio Segre)، ونتج من قذف الموليبيدنيوم في جهاز السيلكلترون الموجود في بيركلي بكاليفورنيا. ويعتبر العنصر في الوقت الحاضر طرفه أكاديمية وفنية أكثر منه عنصرا مفيدا، وليست له قيمة تجارية.

واسم (الرنيوم) مأخوذ من (الراين) المنطقة الشهيرة بألمانيا، ولقد اكتشفه في عام ١٩٢٥ ولتر نوداك (Walter Noddack) وايدا تاك (Ida Tacke) وأوتوبرج (Ottoberg). وهو عنصر بالغ الندرة، شديدة الصلادة، لونه أبيض بلاتيني، وله أعلى نقطتي انصهار وغليان من بين جميع الفلزات.

الفصل السادس عشر

الجاليوم والأنديوم والثاليوم

الجاليوم   ك$_{٢}$ ل$_{٨}$ م$_{١٨}$ ن$_{٣}$

الأنديوم   ك$_{٢}$ ل$_{٨}$ م$_{١٨}$ ن$_{١٨}$هـ$_{٣}$

الثاليوم   ك$_{٢}$ ل$_{٨}$ م$_{١٨}$ ن$_{٣٢}$هـ$_{١٨}$ و$_{٣}$

إذا نظرنا إلى البنية الالكترونية لهذه المجموعة الصغيرة سنلاحظ الفروق الكبيرة بين عناصرها. فهى لا تشبه معظم أعضاء المجموعات الأخرى التي تحدثنا عنها في هذا الكتاب، في أن هذه العناصر الثلاثية يختلف بعضها عن بعض من أنواع كثيرة، بحيث لا نكاد نصدق انتمتءها إلى نفس المجموعة. إلا أن الفرق بين أعدادها الذرية هو ١٨ و ٣٢ بروتونا، مما يدرجها في نفس المجموعة بالجدول الدوري للعناصر.

الجاليوم

عندما أعلن العالن الخالد ديمتري ايفانوفتش مندليف (Dmitri Ivanovich Memdeleev) قانونه وجدوله الدوربين الشهرين في عام ١٨١٧، تنبأ بوجود عدة مجهولات لتملأ بعض ثغرات معينة في جدوله.

وتوضح هذا المبدأ المتوالية العددية البسيطة التالية :

١ ٣ ٥ ٧، ١١ ، ١٥ ١٧ ١٩ ، ٢٣

من الواضح أن الأعداد الناقصة في هذه المتوالية هي، ٩، ١٣، ٢١ وليس من شك في أن هذه الأعداد تنتمي إلى تلك المتوالية.

وبنفس الطريقة تمكن مندليف من التكهن بوجود عناصر لم تكتشف بعد في جدوله الدوري. ولقد عرف تماما ما يجب أن تكون عليه الخواص الكيموية والفيزيقية لهذه العناصر، بنفس الثقة التي تجعلنا نعرف أن الأعداد ٩، ١٣، ٢١ تنتمي إلى المتوالية العددية السابقة. ولم يكن لديه أدنى شك في العناصر الناقصة موجودة فعلا وأن لها الخواص التي وصفها. ولكنه عندما تنبأ باكتشاف هذه العناصر لم يكن يحسب أن ثلاثة منها ستكتشف في حياته.

ولقد اكتشف أحد هذه العناصر، وهو الجاليوم، بعد سنوات قليلة من نشر الجدول الدوري لعناصر، وكان مندلييف قد سماه " اكا الومينوم " (eka - aluninum) لأنه كان مدرجا في مجموعة الألومنيوم. وكان مكتشفه، وهو الكيموي الفرنسي لكولد دي بوابا ودران قد أجرى عدة اختبارات وبحوثا مستيفضة على (بلند الزنك) قبل أن يتمكن في النهاية من العنصر النادر وإنتاج بضعة جرامات قليلة منه.

ورغم أن الجاليوم واسع الإنتشار في الطبيعة بمقادير متناهية الضآلة، إلا أنه لا يزال من أندر العناصر. وهو فلز رمادي يشبه الصلب له بمعة لطيفة تعتم بسرعة في الهواء الرطب.

ولقد وصف الجاليوم بأنه عنصر متناقض. فمن أسباب ذلك أنه

العنصر الفلزي الوحيد الذي يتمدد عند تجمده، ولكن ليس ذلك هو أبرز خواصه غير العادية، وأبرزها جميعا أنه ينصهر من مجرد حرارة اليد. فهو سائل ابتداء من ٨٦ درجة فهرنهيتية إلى أعلى من ٢٠٠٠ درجة فهرنهيتية. والجاليوم السائل يشبه الزئبق ويسلك مسلكه. ومن الصعب التمييز بينهما من أول نظرة ولكن الجاليوم يختلف تماما. عن الزئبق في خواصه. فكثافته نصف كثافة الزئبق، وهو يبلل الزجاج عند صبه في وعاء زجاجي، ويتمدد عند تجمده. وليس للزئبق أي من هذه الخواص. وللجاليوم نفس القدرات المجلفنة التي للزنك ويستعمل أحيانا في هذا الغرض. والجاليوم في حالته الصلبة متين وطيع ويمكن القطع فيه بسكين. وبالنسبة للنطاق الواسع من درجات الحرارية التي يكون فيها الجاليوم سائلا، فإنه يستعمل أساسا في المحركات الحرارة وفي الترمومترات لقياش درجات الحرارة العالية جدا التي قد يتبخر عندها الزئبق. وبختلاف ذلك فإنه استعماله حاليا محدوظ بالنسبة لندرته البالغة.

الأنديوم

الانديوم فلز رخو بالغ الرخاوة، قابل للطرق، لونه أبيض فضي، وقرب الشبه من القصدير، وهو يستعمل مثل القصدير في طلاء الحديد والصلب كيمويا وكهربيا. ولكن ندرته تحد من استعماله على نطاق واسع. ويستعمل كذلك بهيئة سبيكية في طب الأسنان، إذ رغم أنه رخو في حد ذاته فإنه يزيد من صلادة بعض الفلزات مثل الذهب والفضة والبلاديوم عند تسابكه معها.

واكتشاف طاقات النيوترونات وقياسها من الاستعمالات الهامة الأخرى للأنديوم. وتنبعث أشعة بيتا من رقائق الأنديوم المعرضة للقذف بالنيوترونات، فتسجل هذه الأشعة وتحصى بواسطة عداد (جايجر). وباستخدام الطرق الرياضية يعطي عد أشعة بيتا بيانا ممتازا عن طاقة النيترونات، ولقد ثبتت فائدة ذلك البالغة في الفيزيقا النووية الحديثة.

الثاليوم

اكتشف الثاليوم عام ١٨٦١ السير وليم كروكس (Sir William Crookes). وهو عنصر كثيف ورخو جدا يشبه الرصاص. وعند تسابكه مع الرصاص فإنه يزيد من مقاومته للتشوه ويحسن من مقاومته القصوى.

وبخلاف ذلك فليست للثاليوم أية قيمة تجارية في الوقت الحاضر.

ويعطي الجدول التالي الخواص المقارنة للعناصر الثلاثة :

العدد الذري	العنصر	الرمز الكيموي	الكثافة (جم/سم٣)	القطر الذري (وحدات انجستروم)	نقطة الانصهار (مْ)	نقطة الغليان (مْ)	الوفرة (جم / طن)
٣١	الجاليوم	Ca	٥,٩١	٢,٧	٢٩,٧٥	١٦٠٠	١٥
٤٩	الإنديوم	In	٧,٢٨	٣,١٤	١٥٥,٠	٢٠٠٠	٠,١
٨١	الثاليوم	Ti	١١,٨٥	٣,٤٢	٣٠٣,٥	١٦٥٠	٣,٠

الفصل السابع عشر

مجموعة اللنثانم من العناصر الأرضية النادرة

تشتمل مجموعة اللنثائم من العناصر الأرضية النادرة على خمسة عشر عنصرا، تبدأ بعنصر عدده الذري ٥٧ وتنتهي بعنصر عدده الذري ٧١.

ولكثير من هذه العناصر أسماء يصعب نطقها، كما أن معظم الناس لم يسمعوا بها من قبل. وقائمة هذه العناصر تشبه درسا صعبا في النطق، ومن أصعبها نطقا اليتريبوم والبراسوديميوم والنيودميون. وأنت أيها القارئ الكريم، كم عنصرا منها تستطيع أن تنطق باسمه نطقا صحيحا من أول مرة؟

لاحظ التشابه الكبير بين البنيات الحلقية وأقطار الذرات لجميع هذه العناصر الأرضية النادرة.

وباستثناء السريوم، وهو أقل عناصر هذه المجموعة ندرة وأكثرها فائدة، فليس لهذه العناصر قيمة تجارية كبيرة في الوقت الحاضر. وكما أننا نعرف أن الجيرمانيوم كان عديم الفائدة من نصف قرن مضي ولكنه أصبح الآن أساس الترانزستور، كذلك فقد تثبت فائدة الكثير من هذه العناصر من المستقبل القريب، وإن كانت أسماؤها الآن أكثر تشويقا من استعمالاتها.

ولقد سمي اللوتسيوم على الاسم القديم لمدينة باريس وهو لوتسيا (Lutetia). واسم اليتريبوم مأخوذ من اسم قرية (Ytterby) الصغيرة في السويد. وكان من

المعتقد يوما أن البراسوديميوم والنيودميوم عنصر واحد، ولكن عندما ثبت أنهما عنصران متباينان أعطى لهما هذان الأسمان اللذان يعينان " التوأم الأخضر " "والتوأم الجديد "

ولقد قسمت العناصر الأرضية النادرة إلى ثلاث مجموعات : مجموعة السريوم، ومجموعة التربيوم، ومجموعة اليتربيوم. وجميعها فلزات رمادية فضية توجد غالبا في الأكاسيد وتعتم بسرعة في الهواء.

ومجموعة السريوم رخوة ويمكن القطع فيها بسكين. في حين نجد أنه مجموعة اليتربيون صلدة وتشبه معظم الفلزات. وهي موصلات جيدة للحرارة والكهرباء، والكثيرمنها يكون يكون سبائك مع الفلزات الشائعة.

والسريوم هو عنصر الأرضي النادر الوحيد الذي له قيمة تجارية حقيقية، وعند تسابكه مع الحديد يكسبه خاصة توليد قدر كبير من الشرر عند برده بمبرد أو الدق عليه بمطرقة. وتعرف هذه السبيكة باسم الفيروسريوم (٧٠ في المائة من السريوم) وتستعمل في صنع أحجار قداحات " ولاعات " السجائر.

العدد الذري	العنصر	الرمز الكيموي	البنية الحلقية	القطر الذري (الجستروم وحدات)
٥٧	اللنثانوم	La	ك$_{٢}$ ل$_{٨}$ م$_{١٨}$ ن$_{١٨}$ه$_{٩}$ و$_{٢}$	٣,٧٤١
٥٨	السريوم	Ce Pr	ك$_{٢}$ ل$_{٨}$ م$_{١٨}$ ن$_{١٩}$ه$_{٩}$ و$_{٢}$	٣,٦٤
٥٩	البراسوديميوم	Nd	ك$_{٢}$ ل$_{٨}$ م$_{١٨}$ ن$_{٢٠}$ه$_{٩}$ و$_{٢}$	٣,٦٥

٦٠	النيومدميوم	Pm	ك٢ ل٨ م١٨ ن٢١هـ٩ و٢	٣,٦٣
٦١	البروميثيوم	Sm	ك٢ ل٨ م١٨ ن٢٢هـ٩ و٢	
٦٢	الساماريوم	Eu	ك٢ ل٨ م١٨ ن٢٣هـ٩ و٢	
٦٣	اليروبيوم	Gd	ك٢ ل٨ م١٨ ن٢٤هـ٩ و٢	٤,٠٨
٦٤	الجدولينيوم	Tb	ك٢ ل٨ م١٨ ن٢٥هـ٩ و٢	٣,٥٩
٦٥	التربيوم	Dy	ك٢ ل٨ م١٨ ن٢٦هـ٩ و٢	٣,٥٧
٦٦	الديسيروسيوم	Ho	ك٢ ل٨ م١٨ ن٢٧هـ٩ و٢	٣,٥٤
٦٧	الهليوم	Er	ك٢ ل٨ م١٨ ن٢٨هـ٩ و٢	٣,٥٢
٦٨	الإربيوم	Tm	ك٢ ل٨ م١٨ ن٢٩هـ٩ و٢	٣,٥
٦٩	الثليوم	Yb	ك٢ ل٨ م١٨ ن٣٠هـ٩ و٢	٣,٤٨
٧٠	اليتربيوم	Lu	ك٢ ل٨ م١٨ ن٣١هـ٩ و٢	٣,٨٧
٧١	اللوتسيوم		ك٢ ل٨ م١٨ ن٣٢هـ٩ و٢	٣,٤٧

الفصل الثامن عشر

حيث تنتهي الطبيعة ويبدأ الإنسان :
مجموعة الأرضيات الانتقالية

الثوريوم	ك$_{٢}$ ل$_{٨}$ م$_{١٨}$ ن$_{٣٢}$ هـ$_{١٩}$ ن$_{٢}$
البروتكتنيوم	ك$_{٢}$ ل$_{٨}$ م$_{١٨}$ ن$_{٣٢}$ هـ$_{٢٠}$ ن$_{٢}$
اليورانيوم	ك$_{٢}$ ل$_{٨}$ م$_{١٨}$ ن$_{٣٢}$ هـ$_{٢١}$ ن$_{٢}$
النبتونيوم	ك$_{٢}$ ل$_{٨}$ م$_{١٨}$ ن$_{٣٢}$ هـ$_{٢٢}$ ن$_{٢}$
البلوتونيوم	ك$_{٢}$ ل$_{٨}$ م$_{١٨}$ ن$_{٣٢}$ هـ$_{٢٣}$ ن$_{٢}$
الأمريكيوم	ك$_{٢}$ ل$_{٨}$ م$_{١٨}$ ن$_{٣٢}$ هـ$_{٢٤}$ ن$_{٢}$
السريوم	ك$_{٢}$ ل$_{٨}$ م$_{١٨}$ ن$_{٣٢}$ هـ$_{٢٥}$ ن$_{٢}$
البركليون	ك$_{٢}$ ل$_{٨}$ م$_{١٨}$ ن$_{٣٢}$ هـ$_{٢٦}$ ن$_{٢}$
الكاليفورنيوم	ك$_{٢}$ ل$_{٨}$ م$_{١٨}$ ن$_{٣٢}$ هـ$_{٢٧}$ ن$_{٢}$

تشتمل مجموعة الاكتنيوم على عناصر بالغة التعقيد، ويوجد منها ثلاثة عناصر فقط في الطبيعة : الثوريوم، والبروتكتنيوم، واليورانيوم. ولقد

صنع الباقي من اليورانيوم، لذلك فمن الطبيعي أن تكون مشعة. وهناك أربعة عناصر جديدة من صنع الإنسان : الاينشتنيوم، والفرميوم، والمندلفيوم، والنوبليوم، ولن نناقشها هنا لأن معلوماتنا عنها قليلة جدا وليست لها قيمة تجارية في الوقت الحاضر.

وهذه العناصر مسئولة إلى حد كبير عن المتماكنات (النظائر) المشعة. نحن نعرف أن متماكن عنصر ما لايغير الطبيعة الكيموية لهذا العنصر. ولكنه يغير كتلته فقط. وبتعريض كثير من العناصر المألوفة للانبعاثات المختلفة الصادرة من هذه المجموعة من العناصر يمكن جعلها ذات نشاط إشعاعي، لذلك تستعمل في الطب لافتقاء أثر المتاعب العضوية في جسم الإنسان.

وكل العناصر التي صنعها الإنسان في هذه المجموعة قد نتجت من بحوث عملية فذة خلال الأربعين عاما الماضية. ويمكن تصنيفها على أنها عناصر علم الفيزيقيا النووية والطاقة الذرية. والتحدث عن هذا الموضوع بشئ من الاستفاضة يتطلب عدة مجلدات، لذلك سنكتفي بالاشارة السريعة إلى قصة تطور هذا العلم.

فبعد اكتشاف بيكريل والزوجان كوري للنشاط الإشعاعي في نهاية القرن الماضي ومطلع هذا القرن، أثبت الدكتور البيرت اينشتاين(Dr. Albert Einstein) كما سبق – أن رأينا – أنه من الممكن تحويل المادة إلى طاقة طبقا للمعادلة الشهيرة ($E=mC_2$). وأوضح هذا الكشف الفذ، وهو جزء من النظرية النسبية، وجود قدر هائل من الطاقة داخل ذرات

المادة. وبلغ من أهمية هذا الاكتشاف أن بدأ علماء شهيرون مثل العالم الإنجليزي سيرأرنست رزرفورد، والعالم الدانمركي نلزبوهر (Niels Bohr) ، وجيمس شادويك (James Chadwick) وانريكوفيرمي (Enrico Fermi)، وهارولد يوري (Harold Urey)في استقصاء التركيب الداخلي للذرة، وكونت بحوثهم أساس ما نعرفه الآن باسم الفيزيقا النووية والطاقة الذرية.

ونحن نعرف الآن أنه عند تولد الطاقة في التفاعلات الكيموية تغير ذرات الجزئيات في المواد المتفاعلة أماكنها لتكوين مواد جديدة، مثال ذلك:

$$2NaCl + H_2So_4 = Na_2\ SO4 + 2HCl$$

وتتكون مركبات جديدة في جميع التفاعلات، ولكن دون أن يطرأ على الذرات في جزيئات هذه المركبات الجديدة أي تعديل. وينتج التفاعل الكيموي من أخذ وإعطاء الإلكترونات " الكوكبية " الموجود في المدارات الخارجية للذرات. وتتولد الحرارة كذلك من هذه الإلكترونات، وهي حقيقة معروفة يستفاد منها في صمامات التفريغ.

ولكن إعتاق الألكترونات الموجودة في الذرات لا يغير بأية حال طبيعة الذرة في حد ذاتها. ولقد سبق أن رأينا أن الشئ الوحيد الذي يحدد طبيعة الذرة هو عدد البروتونات في نواتها، أي العدد الذري للعنصر.

والآن نصل إلى عقدة الموضوع. فالتحرير بعض الطاقة الهائلة

الجبسية داخل الذرة يلزم تقسيم النواه الذرة المتناهية الضآلة، حيث إن كتلة الذرة تتركز في نواتها.

وتقاس الذرات وأقطارها بوحدات الانجستروم. ووحدة الانجستروم تساوي ١/٢٥٤٠٠٠٠٠٠ من البوصة. ولكن مهما بلغت ضآلة الذرات فإنها أكبر ملايين الملايين من المرات من نوياتها. كذلك فإن نواة الذرات صلدوة بالغة الصلاة، ولا يمكن تقسيمها أو شطرها بأية وسيلة ميكانيكية. ويستحيل إجراء ذلك بأية أداة صلبة مهما تبلغ ضآلتها. فحد الموسى المرهف أو سن الإبرة الدقيق، أكثر تخانة وتثلما مئات المرات من نواة الذرة. والطريقة الوحيدة للتغلغل في الذرة هي استخدام " القذائف الذرية " وهي جسيمات في ضآلة النيوترون ذاته.

وقد يتمكن النيوترون، أو جسم ذري آخر، من أن يتغلغل في الذرة، إلا أنه لا يستطيع أن يشطر النواة ما لم يصدمها بطاقة هائلة. وتزداد الطاقة تزايد مباشرا مع مربع السرعة. فالطاقة المصنوعة من الرصاص لا تؤذي أحدا إذا ألقيت عليه بلطف، ولكنها إذا قذفت من مسدس بسرعة ٢٠٠٠ قدم في الثانية فإنها تكتسب قدار من الطاقة يكفي لقتله. والنسمة اللطيفة ليست سوى كتلة من الهواء تتحرك ببطء، ولكن إذا زادت سرعتها إلى ١٠٠ ميل في الساعة فإنها تتحول إلى زوبعة أو إعصار يدمر كل ما في طريقه.

سنرى أولا ماهية هذه الجسيمات الذرية ذات الطاقة العالية، ثم سنشرح الكيفية التي تعطي بها مثل هذه السرعة الهائلة.

توجد خمسة جسيات ذرية في عملية تقسيم الذرى، ولكن لثلاثة منها فقط قيمة حقيقية. فجسيمات الفا، أو نويات الهليوم، لها نيوترونان وبروتونان مترابطة معا، وهي قذائف ممتازة، لكن أفضل القذائف هي النيوترونات والدويرترونات. ولا تحمل النيوترونات أية شحنة كهربية، كذلك لاتكاد تحمل الديوترونات شحنات كهربية. وكلا الجسيمين تقبل الكتلة، وعلى ذلك فهي قذائف ذرية ممتازة.

ولقد سبق أن رأينا أن الديتريوم هيدروجين ثقيل، أو ذرة هيدروجين تحتوي على نيوترون واحد. ومن الواضح أنه إذا زيدت سرعة نيوترون وبروتون معا إلى ٦٠,٠٠٠ أو ٧٠,٠٠٠ ميل في الثانية داخل جهاز السيلكترون فسيكتساب طاقة وقدرة تغلغلية هائلتين، ويمكن تعديل البروتونات في نويات الذرات بقذفها بنويات الديتريوم الثقيلة، فيتغير العنصر إلى عنصر آخر، وبذلك يتحقق حلم الكيمويين العرب القدامى

كذلك يستعمل القذف بالنيوترونات العالية الطاقة في صنع عناصر جديدة. فيمكن تحويل عنصر الليثيوم الخفيف إلى الهليون بقذف بديوترونات عالية الطاقة، كما يمكن تحويل عنصر البيرليوم الخفيف إلى البورون بنفس الكيفية. ويمكن أن نكتب هذه المعادلات بطريقة مماثلة إلى حد ما لكتابة المعادلات الكيميوية، وفي هذه الحالة يمثل العدد السفلي الأيسر العدد الذري، ويمثل العدد العلوي الأيمن العدد الإجمالي لوحدات الكتلة (النيوترونات والبروتونات في النواة) والحرف (D) يرمز إلى الديتريوم ويرمز الحرف (N) إلى النيوترون. لاحظ توازان جانبي المعادلة.

$$_{3}Li^{7} + _{1}D^{2} \rightarrow 2\ _{2}He^{4} + _{0}n^{1}$$

$$_{4}Be^{9} + 2D^{2} \rightarrow _{5}B^{10} + _{0}n^{1}$$

ولقد أمكن بالقذف بالنيوترنات تغيير اليورانيوم ٢٣٨ إلى العنصر ٢٣٩، الذي يعرف باسم النبتونيوم إلى عنصر البلونيوم الجديد، وتغيير البلوتونيوم إلى عنصر أخر من صنع الإنسان.

$$_{92}U^{238} + _{0}n^{1} \rightarrow _{92}U^{239} \rightarrow _{93}Np^{239} + _{}_{1}e^{0}$$

$$_{98}Np^{239} \rightarrow _{94}Pu^{239} + _{1}e^{0}$$

وعند تقسيم نواة ذرة اليورانيوم فإن القوى الطاردة العظيمة الموجودة في الداخل تطلق النيوترونات بسرعات وطاقات هائلة في جميع الاتجاهات. وهذه النيوترونات قد تهرب فلا تؤثر على النيوترونات الأخرى أو قد تحتجزها الشوائب، أو قد تؤثر فعلا في النيوترونات الأخرى. ولا نحصل على الانشطار النووي أو إطلاق الطاقة الذرية، إلا عند تغلغل الطاقة الذرية – أي النيوترون العالي الطاقة – في نواة ذرة الأخرى. وتنقذف هذه النيوترونات المحررة بدورها فتشطر ذرات أخرى، ويحدث ما نسميه بالتفاعل المتسلسل.

ويمكن للتفاعل المتسلسل أن يدمر الحضارة إذا ترك دون تحكم فيه، كما يمكنه أن يفتح مجالات عملية جديدة وأن يساعدنا جميعا على أن تعيش حياة أفضل وأسعد من ذي قبل إذا أمكن التحكم فيه. وكلنا يعرف أن القنبلة الذرية قد فجرت بوساطة تفاعل متسلسل غير محكوم. وهذا

الانفجار المروع ينتج عن إطلاق طاقة ملايين من النويات الذرية في نفس الوقت. ويصل مقدار الحرارة المتولدة في هذا التفاعل إلى ملايين الدرجات المئوية ويساوي درجة الحرارة الداخلية للشمس.

ولكن القنبلة تنفجر في جزء من الثانية، وتتبدد كل هذه الحرارة في نفس الوقت تقريبا.

والحرارة تسهم كذلك في حضارتنا، فهي التي تدير المولدات والمحركات البخارية ومحركات السيارات والديزل. وتوجد الحرارة حيثما وجدت الطاقة، لأنها هيئة من هيئاتها. وإذا أمكن التحكم في مقدار الحرارة الهائل المتولد من التفاعل المتسلسل غير المحكوم، فيمكننا أن نستفيد من هذه الطاقة سنوات عديدة، إذ يمكن أطلاق مقادير صغيرة من الحرارة في كل ثانية من ثولني النهار والليل بدلا من تبديدها في ومضة واحدة مدمرة وفي التفاعل المتسلسل المحكوم، يتم إبطاء النيوترونات العالية السرعة بوساطة الكربون والكدميوم. ويمكن أن يكون ذلك أفضل خادم للانسان، وقد يحل في النهاية محل الفحم والزيت.

خواص العناصر

العدد الذري	١	٢	٣
العام	١٧٦٦	١٨٩٥	١٨١٧
مكتشف العنصر	Cavendish كافنه ش	Ramsay رامزاي	Vauquelin فوكلين
مصادر وجود العنصر	الماء , والمركبات العضوية، الأحماض، القواعد، الأغذية	المعدنيات المشعة	الليبيدوليت، السبيديومين، البتاليت
الوفرة في الأرض(جم/طن)		٠,٠٠٣	٦٥
نقطة الغليان(مْ)	٢٥٢,٧	٢٦٨,٩	١٢٢٠
نقطة الانصهار(مْ)	٢٥٩,١٤	٢٧٢,٢	١٨٦
الصلادة(الحد الأقصى = ١٠)			٠,٠٦
القطر الذري(وحدات انجستروم)			٣,٣١
الكثافة عند ٢٠ مْ للجوامد والسوائل	٠,٠٨٩٨٨ (جم/ل)	٠,١٧٧	(جم/ل)
العدد الكتلي	١	٤	٧
الوزن الذري	١,٠٠٨	٤,٠٠٣	٦,٩٤
الرمز الكيموي	H	He	Li
العنصر	Hydrogen الهيدروجين	Helium الهيليوم	Lithium الليثيوم
العدد الذري	١	٢	٣

٤	٥	٦	٧
١٧٩٨	١٨٠٨	قبل الميلاد	١٧٧٢
داڤي ثينو-DavyThenaudGay Lussac جاي لوساك		روزفورد Rutherfoud	بريستلي Priestley
سليكات الألومنيوم والبيريليوم	البورات في البوراكس	الماس والجرافيت، ثاني أكسيد الكربون	الهواء، ملح البارود، والنترات الأخرى
٦	٣	٣٢٠	٤٦,٣
١٥٠٠	٢٥٥٠	٤٢٠٠	١٩٥,٨
١٣٥٠	٢٣٠٠	٣٥٥٠	٢٠٩,٨٦
٧,٨	٩,٥	الماس ١٠	
٢,٣		١,٥٤	١,٠٦
٠,٥٣٤	١,٨٢	٢,٣٤ ٣,٣٣	١,٨٨ ٣,٥١
٩	١١	١٢	١٤
٩,٠١٣	١٠,٨٢	١٣,٠١	١٤,٠٠٨
Be	B	C	N
البيريليوم Beryllium	البورون Boron	الكربون Carbon	الأزوت Nitrogen
٤	٥	٦	٧

٨	٩	١٠	
١٧٧٤	١٧٧١	١٨٩٨	١٨٠٧
Ramsay وترافير	شيله Scheele	Ramsay وترافير	دافي Davy
الهواء الكلسيوم CaF_4( )	الهواء		ماء البحر , ملح الطعام (Nacl)
٤٦٦٠٠٠	٩٠٠	٧ * ١٠$^{-٥}$	٢٨٣٠٠
١٨٣	١٨٧	٢٤٥,٩	٨٨٠
٢١٨,٤	٢٢٣	٢٨٤,٦٧	
			٠,٤
	١,٣٦	٣,٢	٣,٨٣
١,٢٥٠٦ (جم/ل)	١,٤٢٩ (جم/ل)	١,٦٩ (جم/ل)	٠,٩٧١
١٦	١٩	٢٠	٢٣
١٦	١٩	٢٠,١٨٣	٢٢,٩٩٧
O	F	Ne	Na
الأكسجين Oxygen	الفلور Fluorine	النيون Neon	الصوديوم Sodium
٨	٩	١٠	١١

١٢	١٣	١٤	١٥
١٧٥٥	١٨٢٥	١٨٢٣	١٦٦٩
دافي وبلاك Davy Black	اورستد Oersted	برزيلوس Berzelius	براند Brand
الكربونات والسليكات	البوكسايت	السليكا والسليكات	الاباتيت أو الفوسفات التجارية
٢٠٩٠٠	٨١٣٠٠	٢٧٧٧٢٠٠	١١٨٠
١١١٠	٢٠٥٧	٢٦٠٠	٢٨٠
٦٥١	٦٥٩,٧	١٤٢٠	٤٤,١
٢	٢,٩	٨	٠,٥
٣,٢	٢,٨٢	٢,٣٤	٢,١٦
١,٧٤	٢,٦٩٩	٢,٤٢	١,٨٢ ٢,٢٠
٢٤	٢٧	٢٨	٣١
٢٤,٣٢	٢٦,٩٨	٢٨,٠٩	٣٠,٩٧٥
Mg	Al	Si	P
المغنسيوم Magnesium	الألومنيوم Aluminum	السليكون Silicon	الفسفور Phosphorus
١٢	١٣	١٤	١٥

١٦	١٧	١٨	١٩
قبل الميلاد	١٧٧٤	١٨٩٤	١٨٠٧
شيله Scheele	رايلي Rayleigh	رامزي Ramsay	داني Davy
المناطق البركانية	ملح الطعام , الكاوريدات	الهواء	الصودا الكاوية
٥٢٠	٣١٤	٠,٠٤	٢٥٩٠٠
٤٤٤,٦	٣٤,٦	١٨٥,٧	٧٦٠
١١٢,٨	١٠١,٦	١٨٨,٢	٦٢,٣
١,٥ ٢,٥			
٢,١٢	١,٩٤	٣,٨٢	٤,٨٠
٢,٠٧ ١,٩٥	)جم / ل(٣,٢١٤	١,٧٨٣٧)جم / ل(	٠,٨٧
٣٢	٣٥	٤٠	٣٩
٢٣,٠٦٦	٣٥,٤٥٧	٣٩,٩٤٤	٣٩,١
S	Cl	A	K
الكبريت Solfur	الكلور Chlorine	الارجون Argon	البوتاسيوم Potassium
١٦	١٧	١٨	١٩

٢٠	٢١	٢٢	٢٣
١٨٠٨	١٨٧٩	١٧٩١	١٨٣٠
دافي Davy	نلسون Nilson	جريجور Gregor	سفستروم Sefstrom
الحجر الجيري , الجبس , الفلوريت	الأرضيات النادرة	كثير من خامات الحديد	البترونيت والفناديفيت
٣٦٣٠٠	٥	٤,٤	١٥٠
١١٧٠	٢٤٠٠٠	٣٠٠٠	٣٠٠٠
٨١٠		١٨٠٠	١٧١٠
١,٥			
٣,٩٣	٣,٢	٢,٩٣	٢,٧١
١,٥٥	٣,٠٢	٤,٥	٥,٩٦
٤٠	٤٥	٤٨	٥١
٤٠,٠٨	٤٤,٩٦	٤٧,٩	٥٠,٩٥
Ca	Se	Ti	V
الكالسيوم Calcium	الكانديوم Scandiun	التيتانيوم Titanium	الفناديوم Vanadium
٢٠	٢١	٢٢	٢٣

٢٤	٢٥	٢٦	٢٧
١٧٩٨	١٧٢٤	قبل الميلاد	١٧٣٥
فوكلين vauquelin	جاهن Gahn		براند Brandt
خام الحديد الكرومي	البيرولوسيل (Mno2)	الهيمانيت والمجنتيت	كبريتيد أوزر نيخيد
٢٠٠	١٠٠٠	٥٠٠٠٠	٢٣
٢٢٠٠	١٩٠٠	٣٠٠٠	٣٠٠٠
١٦١٥	١٢٦٠	١٥٣٥	١٤٩٥
٩	٥	٤,٠ ٥,٠	
٢,٥٧	٢,٥	٢,٥٢	٢,٥
٧,١	٧,٢	٧,٨٧	٨,٩
٥٢	٥٥	٥٦	٥٩
٥٢,٠١	٥٤,٩٣	٥٥,٨٥	٥٨,٩٤
Cr	Mn	Fe	Co
الكروم Chromium	المنجنيز Manganese	الحديد Iron	الكوبلت Cobalt
٢٤	٢٥	٢٦	٢٧

٢٨	٢٩	٣٠	٣١
٧٥١	قبل الميلاد	١٧٤٦	١٨٧٥
كرونشتد Cronstedt		بوابودران Boisbaudran	فنكلر Winkier
البيرهوتيت والجرنيريت	فطري وفي الكبريتيدات	السفاليريت أو الزنك بلند	البوكسايت والزنك بلند
٨٠	٧٠	١٣٢	١٥
٢٩٠٠	٢٣٠٠	٩٠٧	١٦٠٠
١٤٥٥	١٠٨٤٣	٤١٩,٥	٢٩,٧٥
	٢,٥ ٣	٢,٥	١,٥
٢,٥	٢,٥٥	٢,٧٤٨	٢,٧
٨,٩	٨,٩٣ ٨,٩٥	٧,١٤	٥,٩١
٥٨	٦٣	٦٤	٦٩
٥٨,٦٩	٦٣,٥٤	٦٥,٣٨	٦٩,٧٢
Ni	Cu	Zn	Ga
النيكل Nickel	النحاس Copper	الزنك Zine	الجاليوم Gollum
٢٨	٢٩	٣٠	٣١

٣٥	٣٤	٣٣	٣٢
١٨٢٦	١٨١٧	١٦٤٩	١٨٨٦
وترافير Travers	رامزاى Remsay	بالار Balard	برزيليوس Berrzelins
الماء الملح الطبيعي وماء البحر	البيريتات في صنعH_2So_4	الزرنيخيدات الفطرية , الريلجار	خامات الزنك , الجرامانيت
١,٦٢	٠,٩	٥	٧
٥٨,٧٨	٦٨٨	٦١٥ (التسامي)	٢٧٩٠
٧,٢	٢٢٠	٨١٤	٩٥٨,٥
	٢	٣,٥	
٢,٢٦	٢,٣٢	٢,٥	٢,٧٨٨
٣,١٢	٤,٨١	٥,٧٣	٥,٣٦
٨١	٨٠	٧٥	٧٤
٧٩,٩١٦	٧٨,٩٦	٧٤,٩١	٧٢,٦٠
Kr	Br	As	Ge
البروم Bromine	السلينيوم Selenium	الزرنيخ Arsenic	الجرمانيوم Germanium
٣٥	٣٤	٣٣	٣٢

٣٦	٣٧	٣٨	٣٩
١٨٩٨	١٨٦١	١٧٩٠	١٨٢٨
بنزن Bunsen	وكيرشهوف Kircghoff	كروفورد Crawford	فوهلر Wohler
الهواء	الليبيدولت	السلستيت والسترونشيانيت	معادن الأرضيات الاتادرة
	٣١٠	٣٠٠	٢٨,١
١٥٢,٩	٧٠٠	١١٥٠	٢٥٠٠
١٥٧	٣٨,٥	٨٠٠	١٤٩٠
	٠,٣	١,٨	
٤	٥,٠٢	٤,٢٩	٣,٦٢
٣,٧٠٨٩ (جم/ل)	١,٥٣	٢,٥٤	٥,٥١
٨٤	٨٥	٨٨	٨٩
٨٣,٨	٨٥,٤٨	٨٧,٦٣	٨٨,٩٢
Rb	Sr	Y	Zr
الكريبتون Krypton	الروبيديوم Rubidium	الاسترانشيوم Strontium	اليتريوم Yrtrium
٣٦	٣٧	٣٨	٣٩

٤٠	٤١	٤٢	٤٣
١٧٨٩	١٨٠١	١٧٧٨	١٩٣٧
كلابروت Kinproth	هاتشيت Hatchett	شيله Scheele	بيرييه Perrier
الزيركون , السليكات Zrsio4	الكولميت	المولبدنيت , الولفنيت	منتجات انشطار اليورانيوم
٢٢٠	٢٤	١٥	
٢٩٠٠	٣٣٠٠	٥٥٦٠	
١٩٠٠	٢٥٠٠	٢٦٢٠	
٣,٢	٢,٩٤	٢,٨	
٦,٤	٨,٤	١٠,٢	١١,٤٦
٩٠	٩٣	٩٨	١٠٢
٩١,٢٢	٩٢,٩١	٩٥,٩٥	٩٩
Ga	Nb	Mo	Tc
الزير كونيوم Zirconium	النيوبيوم Niobium	المولبدنيوم Molybedenum	التكنيتيوم Technetium
٤٠	٤١	٤٢	٤٣

٤٤	٤٥	٤٦	٤٧
١٨٤٤	١٨٠٣	١٠٣	قبل الميلاد
وسيجريه Segre	كلاوس Klaus	ولاستون Wollaston	ولاستون Wollaston
فطري بكميات قليلة	فطري في رمال الأنهار	في خامات البلاتين	فطري وفي بعض الخامات
	٠,٠١	٠,٠١٠	٠,١٠
٢٧٠٠	٢٥٠٠	٢٢٠٠	١٩٥٠
٢٤٥٠	١٩٨٥	١٥٥٣	٩٦٠,٥
٦,٥		٤,٨	٢.٥ ٢,٧
٢,٦٧	٢,٧	٢,٧٤٥	٢,٨٨
١٢,٢	١٢,٥	١٢,١٦	١٠,٥٠
١٠٣	١٠٦	١٠٧	١١٢
١٠١,٧	١٠٢,٩١	١٠٦,٧	١٠٧,٨٨
Ru	Rh	Pd	Ag
الروتينيوم Ruthnium	الروديوم Rhodium	البلاديوم Palladium	الفضة Silver
٤٤	٤٥	٤٦	٤٧

٤٨	٤٩	٥٠	٥١
١٨١٧	١٨٦٣	قبل الميلاد	قبل الميلاد
شتروماير Stromeyer	رايخ Reich	وريشتر Richter	
في خامات الزنك	الزنك بلند	الكاستريت	الستبنايت , فطري
٠,١٥	٠,١٠	٤٠	١
٧٦٧	١٠+-٢٠٠٠	٢٢٦٠	١٣٨٠
٣٢٠,٩	١٥٥	٢٣١,٨٩	٦٣٠,٥
٢	١,٢	١,٥ ١,٨	٣,٢٣
٣,٠٤	٣,١٤	٢,١٦٤	٣,٢٣
٨,٦٥	٧,٢٨	٥,٧٥ ٧,٣١	٦,٦٩١
١١٥	١٢٥	٩٣	١٢١
١١٢,٤١	١١٤,٧٦	١١٨,٧	١٢١,٧٦
Cd	In	Sn	Sb
الكادميوم Cadmium	الانديوم Indium	القصدير Tin	الانتيمون Antimmony
٤٨	٤٩	٥٠	٥١

٥٢	٥٣	٥٤	٥٥
١٧٨٢	١٨١١	١٨٩٨	١٨٦٠
فون ريشنشتاين Von Richenstein	كورتوا Courtois	Ramsay وترافير	Bunsen وكيرنشهوف
كلوريد الذهب	الاعشاب البحرية والماء الملح الطبيعي	بتبخير الهواء السائل	اللبيدوليت , البللوسيت
٠,٠٠٢	٠,٣		٧
١٣٩٠	١٨٤,٣٥	١٠٧,١	٦٧٠
٤٥٢	١١٣,٥	١١٢	٢٨,٥
٢,٣			٠,٢
٢,٩	٢,٧	٤,٤	٥,٤
٦,٢٤	٤,٩٣	٥,٨٥(جم/ ل)	١,٨٧٣
١٣٠	١٢٧	١٣٢	١٣٣
١٢٧,٦١	١٢٦,٩١	١٣١,٣	١٣٢,٩١
Te	I	Xe	Ce
تيلوريوم Tellurium	اليود Iodine	الإكسينون Xenon	السيزيوم Cesium
٥٢	٥٣	٥٤	٥٥

٥٦	٥٧	٥٨	٥٩
١٨٠٨	١٨٣٩	١٨٠٣	١٨٨٥
دافي Davy	موساندر Mosander	Klaproth برزيليوش Berzelius	فون ولزباخ Von Welsbach
الباريت والويزيريت	السيرايت , الاورثابت المونازايت	الارضيات النادرة	الارضيات النادرة
٢٥٠	١٧,٣	٤٦,١	٥,٥٣
١١٤٠	١٨٠٠	١٤١٠	
٨٥٠	٨٢٦	٦٤٠	٩٤٩
٣,٣			
٤,٥	٣,٧٤١	٣,٦٤	٣,٦٥
٣,٥	٦,١٥٥	٦,٩	٦,٥
١٣٨	١٣٩	١٤٠	١٤١
١٣٧,٣٦	١٣٨,٩٢	١٤٠,٣١	١٤٠,٩٢
Ba	La	Ce	Pr
الباريوم Barium	اللنثانوم Lanthanum	السيريوم Cerium	براسوديموم Presoodymium
٥٦	٥٧	٥٨	٥٩

٦٠	٦١	٦٢	٦٣
٨٨٥	١٩٤٧	١٨٧٩	١٨٩٦
فون ولزباخ	Marinsky وجلندنن	بوابا ودران Boisbaudran	ديمر كاف Demarcav
الارضيات النادرة	الأرضيات النادرة	الأرضيات النادرة	الأرضيات النادرة
٢٣,٩		٦,٤٧	١,٠٦
٨٤٠		١٣٠٠+	
٣,٦٣			٤,٠٨
٦,٩٥	٦,٦٣	٧,٧ ٧,٨	)٥,٢٤(
١٤٢	١٤٥	١٥٢	١٥٣
١٤٤,٢٧		١٥٠,٤٣	١٥٢
Nd	Pm	Sm	Eu
نيودميوم Neodymium	البروميثيوم Promethium	الساماريوم Samarium	البروبيوم Europium
٦٠	٦١	٦٢	٦٣

٦٤	٦٥	٦٦	٦٧
١٨٨٠	١٨٤٣	١٨٨٦	١٨٧٩
		بوابا ودران Boisbaudran	كليف Cleve
الأرضيات النادرة	الأرضيات النادرة	الأرضيات النادرة	الأرضيات النادرة
٦,٣٦		٤,٤٧	١,١٥
	٣٢٧		
٣,٥٩	٣,٥٤	٣,٥٤	٣,٥٢
)٧,٩٥(	)٨,٣٣(	)٨,٥٦(	)١٠,١٢(
١٥٨	١٥٩	١٦٤	١٦٥
١٥٦,٩	١٥٩,٢	٠٦٢,٤٦	١٦٤,٩٤
Gd	Tb	Dy	Ho
الجدولينيوم Gadolinium	التربيوم Terrbium	الديسروسبوم Dysprosium	الهلميوم Helmium
٦٤	٦٥	٦٦	٦٧

٦٨	٦٩	٧٠	٧١
١٨٤٣	١٨٧٩	١٨٧٨	١٩٠٧
موساندر Mosander	كليف Cleve	ماريناك Marignac	اوربين Urbain
الأرضيات النادرة	الأرضيات النادرة	الأرضيات النادرة	الأرضيات النادرة
٢,٤٧	٠,٢٠	٢,٦٦	٠,٧٥
		٢٨٠٠	
٣,٥	٣,٤٨	٣,٨٧	٣,٤٧
)٩,١٦(	)٩,٣٥(	)٧,٠١(	)٩,٧٤(
١٦٦	١٦٩	١٧٤	١٧٥
١٦٧,٢	١٦٩,٤	١٧٣,٠٤	١٧٤,٩٩
Br	Tm	Yb	Lu
الإربيوم Brbium	الثليوم Thulium	اليتربيوم Ytterbium	اللوتيتيوم Lutetium
٦٨	٦٩	٧٠	٧١

٧٥	٧٤	٧٣	٧٢
١٩٢٥	١٧٨٣	١٨٠٢	١٩٢٣
Noddack نأكله Tacke	الاخوان دلهوجار d'Elhujar	اكبرج Ekeberg	Coster وفون هيفيسني
الكولومبيت ,	الولفراميت , الشيليت	التفتاليت	معدنيات الزيركونيوم
٠,٠٠١	٦٩	٢,١	٤,٥
	٥٩٠٠	٤١٠٠	٢٣٠٠
٣٠٠٠	٣٣٧٠	٢٩٩٦	١٧٠٠
		٢,٣	
٢,٧٥	٢,٨٢	٢,٩٤	٣,١٧
٢٠,٥٣	١٩,٣	١٦,٦	٠٣,٣
١٨٧	١٨٤	١٨١	١٨٠
١٨٦,٣١	١٨٣,٩٢	١٨٠,٨٨	١٧٨,٦
Re	W	Ta	Hf
الرنيوم Rhenium	التنجستن Tangsten	التفتالم Tantaium	الهفنيوم Hafnium
٧٥	٧٤	٧٣	٧٢

٧٦	٧٧	٧٨	٧٩
١٨٠٣	١٨٠٣	١٧٣٥	قبل الميلاد
تينانت Tennant	تينانت Tennant	اللوا Ulloa	
الولفراميت	خامات البلاتين	خامات البلاتين	فطري , خامات الإريديوم
	٠,٠٠١	٠,٠٠٥	٠,٠٠٥
٥٣٠٠	٤٨٠٠	٤٣٠٠	٢٦٠٠
٢٧٠٠	٢٣٥٠	١٧٧٣	١٠٦٣
٧	٦	٤,٥	٢,٥
٢,٧٠	٢,٧١	٢,٧١٩	٢,٨٧٨
٢٢,٤٨	٢٢,٤٢	٢١,٤٧	١٩,٣٢
١٩٢	١٩٣	١٩٥	١٩٧
١٩٠,٢	١٩٣,١	١٩٥,٢٣	١٩٧,٢
Os	Ir	Pt	Au
الازميوم Osmium	الإريديوم Iridium	البلاتين Platinum	الذهب Cold
٧٦	٧٧	٧٨	٧٩

٨٠	٨١	٨٢	٨٣
قبل الميلاد	١٨٦١	قبل الميلاد	١٧٥٣
	كروكس Crookes		جيوفروي Geoffroy
فطري , الكوارتز	البيريتات	الجالينا	قطري , اليزموتينايت
٠,٥	٣	١٦	٠,٢٠
٣٥٦,٩	١٦٥٠	١٦٢٠	١٤٥٠
٣٨,٨٧	٣٠٣,٥	٣٢٧,٤	٢٧١,٣
٣		١,٥	
٣,١	٣,٤٢	٣,٤٩	٣,٦٤
١٣,٥٤٦	١١,٨٥	١١,٣٥	٩,٧٤٧
٢٠٢	٢٠٥	٢٠٨	٢٠٩
٢٠٠,٦١	٢٠٤,٣٩	٢٠٧,٢١	٢٠٩
Hg	Ti	Pb	Bi
الزئبق Mercury	الثاليوم Thallium	الرصاص Lead	البزموت Bismuth
٨٠	٨١	٨٢	٨٣

٨٧	٨٦	٨٥	٨٤
١٩٣٩	١٩٠٠	١٩٤٠	١٨٩٨
بيري Perey	دورن Dorn	Corson ماكينزي Mackenzie	كوري Curie
انحلال الاكمتنيوم	انبعاثات الراديوم	قذف البزموت	البتشبلند
٣ * $١٠^{-١٠}$			
	٦١,٨		
	١١٠		٣٥٤
	٩,٧٣ (جم / ل)		٩,٢٤
٢٢٣	٢٢٢	٢١١	٢٠١٠
٢٢٣	٢٢٢	٢١١	٢٠١٠
Fr	An	At	Po
الفرلسيوم Francium	الرادون Radon	الاستاتين Astatine	البولونيوم Polonium
٨٧	٨٦	٨٥	٨٤

٩١	٩٠	٨٩	٨٨
١٩١٧	١٨٢٨	١٨٩٩	١٨٩٨
Cranston كرانستون Hahn هان	برزيليوس Berzellius	ديبرن Debierne	الزوجان كوري The Curies
	الثوريت , المونازيت		البتشبلند
٨ * ١٠$^{-٧}$	١١,٥	٣ * ١٠$^{-١٠}$	٣ * ١٠$^{-٦}$
	٣٠٠٠		١١٤٠
	١٨٤٥	١٦٠٠	٩٦٠
	٣,٦		
	١١,٣		٥
٢٣١	٢٣٢	٢٢٧	٢٢٦
٢٣١	٢٣٢,١٢	٢٢٧,٠٥	٢٢٦,٠٥
Pa	Th	Ac	Ra
البروتكتنيوم Protactinium	الثوريوم Thorium	الاكتنيوم Actinium	الراديوم Radium
٩١	٩٠	٨٩	٨٨

٩٢	٩٣	٩٤	٩٥
١٧٨٩	١٩٤٠	١٩٤٠	١٩٤٥
كلابروت Klaproth	مكميلانMcMillan ويلسونAbelson	مكميلانMcMillan فال wahl	جيمسJames مورجانMorgan
البتشبلند		قذف اليورانيوم	منتجات الانشطار
٤			
٤٣٠٠			
١١٥٠			
١٨,٦٨	١٩,٥		١١,٧
٢٣٨	٢٣٧	٢٤٢	٢٤٣
٢٣٨,٠٧	٢٣٩	٢٤٢	٢٤٣
U	Np	Pu	Am
اليورانيوم Uranium	البتونيوم Neptunium	البلوتونيوم Plutonium	الأمريكيوم Americium
٩٢	٩٣	٩٤	٩٥

٩٦	٩٧	٩٨	٩٩
١٩٤٤	١٩٥٠	١٩٥٠	١٩٥٢
سيبورج , جيمس ,مورجان , جيورسو	سيبورج , تومسون Thompson , جيورسو	سيبوج , تومسون , جيورسو , ستريت street	معامل أمريكية
منتجات الانشطار			
٢٤٣	٢٤٥	٢٤٦	٢٥٣
٢٤٣	٢٤٥	٢٤٦	٢٥٣
Cm	Bk	Cf	E
الكوريوم Curium	البركليوم Berkelium	الكاليفورنيوم Californium	الانيشتنيوم Einstenium
٩٦	٩٧	٩٨	٩٩

١٠٠	١٠١	١٠٢
١٩٥٢	١٩٥٥	١٩٥٧
معامل أمريكية	جيورسو , هارفي , شوبين , تومسون , سيبورج	معامل دولية
٢٥٥	٢٥٦	٢٥٣
٢٥٥	٢٥٦	٢٥٣
Fm	Mv	No
الفرميوم Fermium	المندلفيوم Mendelevium	النوبليوم Nobelium
١٠٠	١٠١	١٠٢

جدول العناصر الكيموية

أعد هذا الجدول المفيد جوليوس تومسو (jultius thomsen) ثم عدله نيلز بوهر (niels boh)، وهو يعطي فكرة عامة عن جميع العناصر.

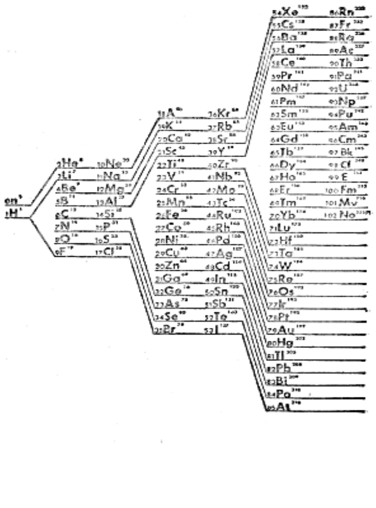
ويوجد العدد الذري لكل عنصر يسار الرمز الكيموي للعنصر، ويجد عدده الكتلي إلى أعلى اليمين : وعلى ذلك فللنيون (ne) عدد ذري ١٠ وعدد كتلي ٢٠، وللكروم عدد ذري ٢٤ وعدد كتلي ٥٢، وهكذا. وطبقا لجلين سيبورج (glenn seaborg). فإن أعداد الكتلة تبين الأوزان الذرية لأكثر المتماكنات (النظائر) وفرة أو أكثرها استقرار. والأعداد الذرية مرتبة على التتابع.

لاحظ أن كلا من العمودين الأولين يحتوي على ثمانية عناصر، ويحتوي كل من العمودين التاليين على ١٨ عنصرا، ويحتوي أطول الأعمدة على ٣٢ عنصرا. وهذا يتطابق مع البنيات الحلقية التي تحتوي على ٣، ٨، ٨، ١٨، ٣٢ إلكترونا، كما سبق مناقشته في الفصل الأول.

تابع الخط إلى يمين الهيدروجين، وهو العنصر الأول إلى اليسار، ثم المائل إلى أعلى فأفقيا،... وسنجد أنه يمر بمجموعة فلزات الأقلاء : الليثيوم، الصوديوم، البوتاسيوم، إلخ. لاحظ أن الفرق بين أعدادها الذرية هو على التوالي ٨، ٨، ١٨، ١٨ الخ ثم تابع الخط الممتد من الهيدروجين

إلى أسفل اليمين، وستجد الهالوجينات : الفلور، الكلور، االبروم، إلخ. ستلاحظ هنا أيضا فروق الأعداد الذرية المألوفة ٨، ٨، ١٨، إلخ. وهذا الفرق حقيقي لجميع العناصر لأخرى. والحظ الذي يبتدئ من النيوترون (on^1) – وليس له عدد كتلي – يمر بالفلزات الخاملة ذات الحلقات الكاملة : الهليوم، النيون، الأرجون، إلخ. وبمتابعة اي خط آخر يمكنك أن تعرف كل مجموعة كاملة من العناصر بنفس الأسلوب الترتيبي.

والعناصر الموجودة في العمودين الأخيرين يتعلق بعضها ببعض فقط وهي مجموعة الأرضيات النادرة التي تعرف باسم اللتشائم، وتبتدئ بعنصر السريوم (ce) وتنتهي بعنصر اللوتسيوم (lu)، ومجموعة الأكتنيوم التي تعرف باسن المجموعة ذات النشاط الإشعاعي، وتبتدئ بالثوريوم وتنتهي بالنوبليوم.



الفهرس